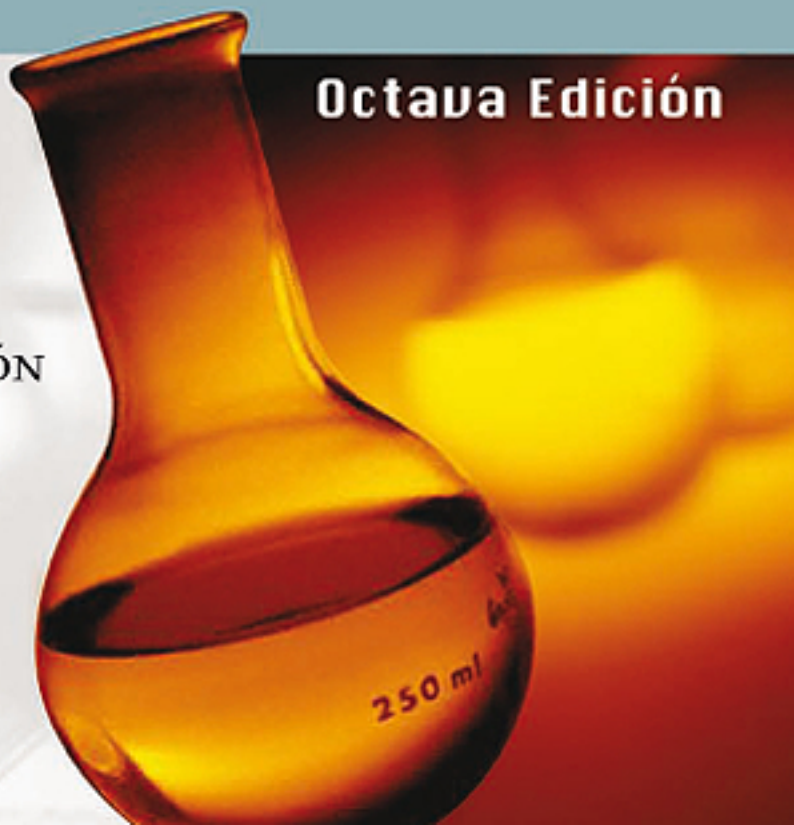
Química

Octava Edición

Daub • Seese

Carrillo • González

Montagut • Nieto • Sansón



PEARSON
Prentice Hall

Tabla periódica de los elementos

GRUPOS

PERÍODOS	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9 VIII	10	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1	1.008 H 1																	4.003 He 2
2	6.941 Li 3	9.012 Be 4											10.811 B 5	12.011 C 6	14.007 N 7	15.999 O 8	18.998 F 9	20.179 Ne 10
3	22.990 Na 11	24.305 Mg 12											26.982 Al 13	28.0855 Si 14	30.9738 P 15	32.06 S 16	35.453 Cl 17	39.948 Ar 18
4	39.0983 K 19	40.08 Ca 20	44.956 Sc 21	47.90 Ti 22	50.9415 V 23	51.996 Cr 24	54.938 Mn 25	55.847 Fe 26	58.933 Co 27	58.71 Ni 28	63.546 Cu 29	65.37 Zn 30	69.72 Ga 31	72.59 Ge 32	74.922 As 33	78.96 Se 34	79.904 Br 35	83.80 Kr 36
5	85.468 Rb 37	87.62 Sr 38	88.906 Y 39	91.22 Zr 40	92.9064 Nb 41	95.94 Mo 42	98.906 Tc 43	101.07 Ru 44	102.906 Rh 45	106.4 Pd 46	107.868 Ag 47	112.41 Cd 48	114.82 In 49	118.69 Sn 50	121.75 Sb 51	127.60 Te 52	126.904 I 53	131.30 Xe 54
6	132.906 Cs 55	137.33 Ba 56	138.906 *La 57	178.49 Hf 72	180.948 Ta 73	183.85 W 74	186.2 Re 75	190.2 Os 76	192.22 Ir 77	195.09 Pt 78	196.967 Au 79	200.59 Hg 80	204.37 Tl 81	207.2 Pb 82	208.981 Bi 83	(209) Po 84	(210) At 85	(222) Rn 86
7	(223) Fr 87	226.025 Ra 88	(227) **Ac 89	(261) Rf 104	(262) Ha 105	(263) Sg 106	(262) Ns 107	(265) Hs 108	(266) Mt 109	(269) — 110	(272) — 111							

ELEMENTOS DE TRANSICIÓN

*Serie de los lantánidos	140.12 Ce 58	140.908 Pr 59	144.24 Nd 60	(145) Pm 61	150.4 Sm 62	151.96 Eu 63	157.25 Gd 64	158.925 Tb 65	162.50 Dy 66	164.930 Ho 67	167.26 Er 68	168.934 Tm 69	173.04 Yb 70	174.967 Lu 71
**Serie de los actínidos	232.038 Th 90	231.031 Pa 91	238.029 U 92	237.048 Np 93	(244) Pu 94	(243) Am 95	(247) Cm 96	(247) Bk 97	(251) Cf 98	(254) Es 99	(257) Fm 100	(256) Md 101	(253) No 102	(257) Lr 103

El número atómico se encuentra abajo del símbolo de cada elemento. La masa, que está arriba del símbolo, está basada en la masa atómica relativa asignada al ^{12}C = exactamente igual al 12; ( ) indica el número de masa del isótopo con vida media más larga.

Reglas de solubilidad en agua para las sustancias inorgánicas

1. Casi todos los *nitratos* (NO_3^-) y *acetatos* ($C_2H_3O_2^-$) son *solubles*.
2. Todos los *cloruros* (Cl^-) son *solubles*, excepto el AgCl, el Hg_2Cl_2, y el $PbCl_2$ (el $PbCl_2$ es soluble en agua caliente).
3. Todos los *sulfatos* (SO_4^{2-}) son *solubles*, excepto el $BaSO_4$, el $SrSO_4$ y el $PbSO_4$. (El $CaSO_4$ y el Ag_2SO_4 son sólo ligeramentes solubles).
4. La mayor parte de las sales de *metales alcalinos* [grupo IA (I), Li, Na, K, etc.] y las sales de *amonio* (NH_4^+) son *solubles*.
5. Todos los *ácidos* comunes son *solubles*.
6. Todos los *óxidos* (O^{2-}) y los *hidróxidos* (OH^-) son **insolubles**, excepto los formados por los metales alcalinos y por ciertos metales alcalinotérreos [grupo IIA(2), Ca, Sr, Ba, Ra]. [El $Ca(OH)_2$ es sólo moderadamente soluble].
7. Todos los *sulfuros* (S^{2-}) son **insolubles**, excepto los de los metales alcalinos, los metales alcalinotérreos y el sulfuro de amonio.
8. Todos los *fosfatos* (PO_4^{3-}) y los *carbonatos* (CO_3^{2-}) son **insolubles**, excepto los formados por los metales alcalinos y las sales de amonio.

Serie electromotriz (o Serie de actividad de algunos metales)

Li
K
Ba
Ca
Na
Mg
Al
Zn
Fe
Cd
Ni
Sn
Pb
(H)
Cu
Hg
Ag
Au

Lista de los elementos con sus símbolos y masas atómicas

Elemento	Símbolo	Número Atómico	Masa atómica[a] (uma)
Actinio	Ac	89	(227)
Aluminio	Al	13	26.9815
Americio	Am	95	(243)
Antimonio	Sb	51	121.75
Argón	Ar	18	39.948
Arsénico	As	33	74.9216
Astatino	At	85	(210)
Bario	Ba	56	137.33
Berquelio	Bk	97	(247)
Berilio	Be	4	9.01218
Bismuto	Bi	83	208.9806
Boro	B	5	10.811
Bromo	Br	35	79.904
Cadmio	Cd	48	112.41
Calcio	Ca	20	40.08
Californio	Cf	98	(251)
Carbono	C	6	12.01115
Cerio	Ce	58	140.12
Cesio	Cs	55	132.9055
Cloro	Cl	17	35.453
Cromo	Cr	24	51.996
Cobalto	Co	27	58.9332
Cobre	Cu	29	63.546
Curio	Cm	96	(247)
Disprosio	Dy	66	162.50
Einstenio	Es	99	(254)
Elemento 110	—	110	(269)
Elemento 111	—	111	(272)
Erbio	Er	68	167.26
Europio	Eu	63	151.96
Fermio	Fm	100	(257)
Fluoruro	F	9	18.998403
Francio	Fr	87	(223)
Gadolinio	Gd	64	157.25
Galio	Ga	31	69.72
Germanio	Ge	32	72.59
Oro	Au	79	196.9665
Hafnio	Hf	72	178.49
Hahnio[b]	Ha	105	(262)
Hassio[b]	Hs	108	(265)
Helio	He	2	4.00260
Holmio	Ho	67	164.9303
Hidrógeno	H	1	1.0080
Indio	In	49	114.82
Yodo	I	53	126.9045
Iridio	Ir	77	192.22
Hierro	Fe	26	55.847
Kriptón	Kr	36	83.80
Lantano	La	57	138.9055
Laurencio	Lr	103	(257)
Plomo	Pb	82	207.2
Litio	Li	3	6.941
Lutecio	Lu	71	174.967
Magnesio	Mg	12	24.305
Manganeso	Mn	25	54.9380
Meitnerio[b]	Mt	109	(266)
Mendelevio	Md	101	(256)
Mercurio	Hg	80	200.59
Molibdeno	Mo	42	95.94
Neodimio	Nd	60	144.24
Neón	Ne	10	20.179
Neptunio	Np	93	237.0482
Níquel	Ni	28	58.70
Nielsbohrio[b]	Ns	107	(262)
Niobio	Nb	41	92.9064
Nitrógeno	N	7	14.0067
Nobelio	No	102	(255)
Osmio	Os	76	190.2
Oxígeno	O	8	15.9994
Paladio	Pd	46	106.4
Fósforo	P	15	30.9738
Platino	Pt	78	195.09
Plutonio	Pu	94	(244)
Polonio	Po	84	(209)
Potasio	K	19	39.0983
Praseodimio	Pr	59	140.9077
Prometio	Pm	61	(145)
Protactinio	Pa	91	231.0359
Radio	Ra	88	226.0254
Radón	Rn	86	(222)
Renio	Re	75	186.207
Rodio	Rh	45	102.9055
Rubidio	Rb	37	85.4678
Rutenio	Ru	44	101.07
Rutherfordio[b]	Rf	104	(261)
Samario	Sm	62	150.4
Escandio	Sc	21	44.9559
Seaborgio[b]	Sg	106	(263)
Selenio	Se	34	78.96
Silicio	Si	14	28.0855
Plata	Ag	47	107.868
Sodio	Na	11	22.9898
Estroncio	Sr	38	87.62
Azufre	S	16	32.06
Tantalio	Ta	73	180.9479
Tecnecio	Tc	43	98.9062
Telurio	Te	52	127.60
Terbio	Tb	65	158.9254
Talio	Tl	81	204.37
Torio	Th	90	232.0381
Tulio	Tm	69	168.9342
Estaño	Sn	50	118.69
Titanio	Ti	22	47.90
Tungsteno	W	74	183.85
Uranio	U	92	238.029
Vanadio	V	23	50.9415
Xenón	Xe	54	131.30
Yterbio	Yb	70	173.04
Ytrio	Y	39	88.9059
Zinc	Zn	30	65.37
Zirconio	Zr	40	91.22

[a] Basado en el valor asignado a la masa atómica relativa del ^{12}C = exactamente 12 uma; los paréntesis indican el número de masa del isótopo con vida media más larga.

[b] La American Chemical Society (ACS, Sociedad Química Estadounidense) recomendó los nombres y símbolos. La International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) recomendó los siguientes nombres y símbolos que difieren: 104 (Dubnio Db); 105 (Joliotio, Jl); 106 (Rutherfordio Rf); 107 (Bohrio, Bh); 108 (Hahnio Hn).

QUÍMICA

Octava edición

booksmedicos.org

QUÍMICA

Octava edición

G. William Daub

Department of Chemistry
Harvey Mudd College

William S. Seese

Emeritus
Department of Chemistry
Casper College

Myrna Carrillo Chávez
Rosa Ma. González Muradás
Pilar Montagut Bosque
Elizabeth Nieto Calleja
Ma. del Carmen Sansón Ortega
Factultad de Química, Universidad Nacional Autónoma de México

TRADUCCIÓN:
Q.F.B. Esther Fernández Alvarado
Traductora profesional

REVISIÓN TÉCNICA:
María del Consuelo Hidalgo y Mondragón
Maestra de Química
Facultad de Química, Universidad Nacional Autónoma de México

Luis Ríos Villaseñor
Ingeniero Químico, Facultad de Química, Universidad Nacional Autónoma de México

PEARSON Educación®

México • Argentina • Brasil • Colombia • Costa Rica • Chile • Ecuador
España • Guatemala • Panamá • Perú • Puerto Rico • Uruguay • Venezuela

Datos de catalogación bibliográfica

WILLIAM DAUB, G. y SEESE, WILLIAM S.

Química. Octava edición

PEARSON EDUCACIÓN, México, 2005

ISBN: 970-26-0694-2
Área: Universitarios

Formato: 20 × 25.5 cm Páginas: 768

Authorized translation from the English language edition, entitled *Basic Chemistry* 7th Ed., by G. William Daub and William S. Seese published by Pearson Education, Inc., publishing as PRENTICE HALL, INC., Copyright ©, 1996. All rights reserved.

ISBN 0-13-373630-X

Traducción autorizada de la edición en idioma inglés, titulada *Basic Chemistry* 7ª Ed., de G. William Daub y William S. Seese, publicada por Pearson Education, Inc., publicada como PRENTICE HALL INC., Copyright ©, 1996. Todos los derechos reservados.

Esta edición en español es la única autorizada.

Edición en español
Editor: Enrique Quintanar Duarte
e-mail: enrique.quintanar@pearsoned.com
Editor de desarrollo: Esthela González Guerrero
Supervisor de producción: José D. Hernández Garduño
Diseño de portada: E.G. Corporación de servicios editoriales y gráficos s.a. de c.v.

Edición en inglés
Editorial director:Tim Bozik
Editor-in-chief: Paul Corey
Acquisition editor: Ben Roberts
Production editors: Susan Fisherand Rose Kerman
Copy editor: Carol J. Dean
Director of production and manufacturing: David Riccardi
Executive managing editor: Kathleen Schiaparelli
Creative director: Paula Maylahn
Art director: Heather Scott
Cover/interior designer: Amy Rosen
Manufacturing buyer: Trudy Pisciotti
Editorial assistant: Ashley Scattergood
Cover photo: Superstock

OCTAVA EDICIÓN, 2005

D.R. © 2005 por Pearson Educación de México, S.A. de C.V.
Atlacomulco No. 500 5° piso
Col. Industrial Atoto
53519 Naucalpan de Juárez, Edo. de México
E-mail: editorial.universidades@pearsoned.com

Cámara Nacional de la Industria Editorial Mexicana. Reg. Núm. 1031

Prentice Hall es una marca registrada de Pearson Educación de México, S.A. de C.V.

Reservados todos los derechos. Ni la totalidad ni parte de esta publicación pueden reproducirse, registrarse o transmitirse, por un sistema de recuperación de información, en ninguna forma ni por ningún medio, sea electrónico, mecánico, fotoquímico, magnético o electroóptico, por fotocopia, grabación o cualquier otro, sin permiso previo por escrito del editor.

El préstamo, alquiler o cualquier otra forma de cesión de uso de este ejemplar requerirá también la autorización del editor o de sus representantes.

ISBN 970-26-0694-2

Impreso en México. *Printed in Mexico.*

1 2 3 4 5 6 7 8 9 0 - 08 07 06 05

RESUMEN DE CONTENIDO

1. Introducción a la química 1
2. Sistema de medidas 18
3. Materia y energía 59
4. La estructura del átomo 91
5. Clasificación periódica de los elementos 119
6. Estructura de los compuestos 137
7. Nomenclatura química de los compuestos inorgánicos 189
8. Cálculos que comprenden elementos y compuestos 216
9. Ecuaciones químicas 248
10. Cálculos en las ecuaciones químicas. Estequiometría 287
11. Gases 319
12. Líquidos y sólidos 359
13. Agua 389
14. Disoluciones y coloides 420
15. Ácidos, bases y ecuaciones iónicas 468
16. Ecuaciones de oxidación-reducción y electroquímica 509
17. Velocidades de reacción y equilibrio químico 546
18. Química orgánica 586
19. Química nuclear 650

CONTENIDO

Prefacio a la séptima edición para los estudiantes **xvii**
Prefacio a la séptima edición para el instructor **xix**
Prólogo a la octava edición **xxi**

UNO

*Introducción a la química 1

Objetivos del capítulo 1

1.1 La ciencia y la metodología científica 2
1.2 La ciencia de la química 5
1.3 Breve historia de la química 7
1.4 El estudio de la química 8

Resumen 10 Ejercicios 10
Problemas 11 Cuestionario del capítulo 1 12
El elemento ORO: nunca pierde su brillo 13
Química sustentable y CTS 14
Explícalo tú: ¡Nada es lo que parece! o piense como científico 17

DOS

Sistema de medidas 18

Cuenta regresiva 18

Objetivos del capítulo 2 18

2.1 La materia y sus características 19
2.2 La medición de la materia: un enfoque sobre el sistema métrico 20
2.3 Temperatura 23
2.4 Instrumentos de medición 25
2.5 Cifras significativas 26
2.6 Operaciones matemáticas que contienen cifras significativas 28
2.7 Exponentes, notación exponencial y notación científica 32
2.8 Solución de problemas de conversiones por el método del análisis dimensional 38
2.9 Densidad relativa 44

Resumen 46
Diagrama temático 47 Ejercicios 47
LA QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA: Estructura y composición de la atmósfera 48
Problemas 50
Cuestionario A del capítulo 2 54
Cuestionario B del capítulo 2 54
El compuesto CLORURO DE SODIO: un viejo amigo, la sal 55
Química sustentable y CTS 57
Explícalo tú: Columna de colores 58

TRES

Materia y energía 59

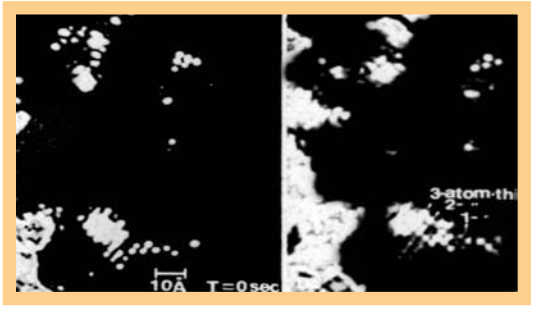
Cuenta regresiva 59

Objetivos del capítulo 3 59

3.1 Los estados físicos de la materia 60
3.2 Composición y propiedades de la materia 60

* Capítulo o sección que puede ser omitida sin perder continuidad en el curso.

3.3 Moléculas. La ley de las proporciones definidas 65
3.4 Propiedades y cambios de las sustancias puras 67
3.5 Energía 70
3.6 Leyes de la conservación 74
3.7 División de los elementos. Metales y no metales: propiedades físicas y químicas 76
Resumen 80 Diagrama temático 81
Ejercicios 81 Problemas 82
Cuestionario del capítulo 3 85
El elemento SILICIO: la química y la revolución de la computadora 86
Química sustentable y CTS 88
Explícalo tú: Buzos negros 90



CUATRO

La estructura del átomo 91
Cuenta regresiva 91
Objetivos del capítulo 4 91
4.1 Masa atómica 92
4.2 Teoría atómica de Dalton 92
4.3 Partículas subatómicas: electrones, protones y neutrones 94
4.4 Distribución general de los electrones, protones y neutrones. Número atómico 95
4.5 Isótopos 97
4.6 Distribución de los electrones en los niveles principales de energía 99
4.7 Fórmulas de pares de electrones de los elementos 101
***4.8** Distribución de los electrones en subniveles 103
***4.9** Orbitales 109
Resumen 110 Diagrama temático 111
Ejercicios 112 Problemas 112
Cuestionario del capítulo 4 115
El elemento PLATA: hermoso desde su apariencia 116
Química sustentable y CTS 117

CINCO

Clasificación periódica de los elementos 119
Cuenta regresiva 119
Objetivos del capítulo 5 119
5.1 La ley periódica 120
5.2 La tabla periódica. Períodos y grupos 121
5.3 Características generales de los grupos 124
Resumen 128 Diagrama temático 129
Ejercicios 129 Problemas 130
Cuestionario del capítulo 5 132
El elemento CLORO: más blanco que el blanco 133
Química sustentable y CTS 134

SEIS

Estructura de los compuestos 137
Cuenta regresiva 137
Objetivos del capítulo 6 137
6.1 Enlaces químicos 138
6.2 Energía de ionización y afinidad electrónica 138
***6.3** Número de oxidación. Cálculo de los números de oxidación 140
6.4 Enlace iónico 143
6.5 Enlace covalente 147

6.6 Enlace covalente coordinado 152
6.7 Estructuras de Lewis y fórmulas estructurales de moléculas más complejas y de iones poliatómicos 154
***6.8** Formas de las moléculas y los iones poliatómicos 161
6.9 Escritura de fórmulas 166
6.10 Uso de la tabla periódica para predecir números de oxidación, propiedades, fórmulas y tipos de enlace en los compuestos 167
LA QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA: La luz solar, energía para la Tierra 174
Resumen 176 Diagrama temático 177
Ejercicios 177 Problemas 178
Cuestionario del capítulo 6 183
El compuesto ÁCIDO FOSFÓRICO: desde removedor de herrumbre hasta las bebidas refrescantes 184
Química sustentable y CTS 186
Explícalo tú: ¿Prende el foco? 188

SIETE

Nomenclatura química de los compuestos inorgánicos 189

Cuenta regresiva 189
Objetivos del capítulo 7 189
7.1 Nombres químicos sistemáticos 190
7.2 Compuestos binarios que contienen dos no metales 190
7.3 Compuestos binarios que contienen un metal y un no metal 192
7.4 Compuestos ternarios y superiores 195
7.5 Compuestos ternarios que contienen halógenos 197
7.6 Ácidos, bases y sales 199
***7.7** Nombres comunes 202
Resumen 202
Diagrama para nombrar cationes 204
Diagrama para nombrar compuestos 205
Diagrama para nombrar aniones 206
Ejercicios 207 Problemas 208
Cuestionario del capítulo 7 211
El compuesto SACAROSA: ¡Qué dulce es! 212
Química sustentable y CTS 214

OCHO

Cálculos que comprenden elementos y compuestos 216

Cuenta regresiva 216
Objetivos del capítulo 8 216
8.1 Cálculo de la masa molecular 217
8.2 Cálculo de unidades molares. Número de Avogadro (N) 218
8.3 Volumen molar de un gas y cálculos relacionados 224
8.4 Cálculo de la composición porcentual de los compuestos 227
8.5 Cálculo de la fórmula empírica y la fórmula molecular 229
Resumen 234 Diagrama temático 235
Ejercicios 235 Problemas 235
Cuestionario A del capítulo 8 242
Cuestionario B del capítulo 8 242
El elemento COBRE: conductividad eléctrica y trenes de alta velocidad 244
Química sustentable y CTS 246

NUEVE

Ecuaciones químicas 248

Cuenta regresiva 248

Objetivos del capítulo 9 248

9.1 Definición de una ecuación química 249

9.2 Términos, símbolos y su significado 250

9.3 Reglas para el balanceo de ecuaciones químicas 252

9.4 Ejemplos de balanceo de ecuaciones 254

9.5 Los cinco tipos sencillos de reacciones químicas 259

9.6 Reacciones de combinación 259

9.7 Reacciones de descomposición 260

9.8 Reacciones de sustitución sencilla. La serie electromotriz o de actividad 262

9.9 Reacciones de doble sustitución. Reglas para la solubilidad de sustancias inorgánicas en agua 265

9.10 Reacciones de neutralización 269

LA QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA: Contaminantes de la atmósfera 271

Resumen 273 Diagrama temático 274

Ejercicios 274 Problemas 275

Cuestionario del capítulo 9 282

El compuesto DIÓXIDO DE CARBONO: el "alma" de la fiesta 283

Química sustentable y CTS 285

Explícalo tú: Amarillo es el canario 286

DIEZ

Cálculos en las ecuaciones químicas. Estequiometría 287

Cuenta regresiva 287

Objetivos del capítulo 10 287

10.1 Información que se obtiene a partir de una ecuación balanceada 288

10.2 Cálculos en los que intervienen moles para resolver problemas de estequiometría 289

10.3 Tipos de problemas estequiométricos 290

10.4 Problemas de estequiometría masa-masa 290

10.5 Problemas de estequiometría masa-volumen 298

10.6 Problemas de estequiometría volumen-volumen 301

***10.7** Calor en las reacciones químicas 304

Resumen 306 Diagrama temático 307

Ejercicios 307 Problemas 308

Cuestionario del capítulo 10 314

El elemento CROMO: esmeraldas, rubíes y autobuses escolares 315

Química sustentable y CTS 316

Explícalo tú 318

ONCE

Gases 319

Cuenta regresiva 319

Objetivos del capítulo 11 319

11.1 Características de los gases ideales de acuerdo con la teoría cinética 320

11.2 Presión de los gases 322

11.3 Ley de Boyle: el efecto del cambio de presión sobre el volumen de un gas a temperatura constante 324

11.4 Ley de Charles: el efecto del cambio de temperatura sobre el volumen de un gas a presión constante 326
11.5 Ley de Gay Lussac: el efecto del cambio de temperatura sobre la presión de un gas a volumen constante 330
11.6 Leyes combinadas de los gases 332
11.7 Ley de las presiones parciales de Dalton 334
***11.8** Ecuación general del estado gaseoso 338
***11.9** Problemas relacionados con las leyes de los gases 340
LA QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA: El efecto invernadero y el calentamiento global 346
Resumen 348 Diagrama temático 349
Ejercicios 349 Problemas 350
Cuestionario del capítulo 11 353
El elemento OXÍGENO: química y vida sobre la Tierra 355
Química sustentable y CTS 356
Explícalo tú: Gases 358

DOCE

Líquidos y sólidos 359

Cuenta regresiva 359

Objetivos del capítulo 12 359

12.1 El estado líquido 360
12.2 Condensación y evaporación 361
12.3 Presión de vapor 362
12.4 Punto de ebullición. Calor de evaporación o de condensación 362
12.5 Destilación 365
12.6 Tensión superficial y viscosidad 366
12.7 El estado sólido 368
12.8 La forma de los sólidos 369
12.9 Punto de fusión o de congelación. Calor de fusión o de solidificación 370
***12.10** Sublimación 373
***12.11** Transformaciones del calor en los tres estados físicos de la materia 374
Resumen 378 Diagrama temático 379
Ejercicios 380 Problemas 381
Cuestionario del capítulo 12 383
El elemento MERCURIO: El Sombrerero Loco 384
Química sustentable y CTS 385
Ciclo de vida del PET 387
Explícalo tú: Agua que hierve 388

TRECE

Agua 389

Cuenta regresiva 389

Objetivos del capítulo 13 389

13.1 Propiedades físicas del agua 390
13.2 La estructura de la molécula de agua 391
13.3 Polaridad del agua 392
13.4 El enlace por puente de hidrógeno en el agua 393
***13.5** Reacciones importantes en las que se produce agua 397
***13.6** Reacciones del agua 399
***13.7** Hidratos 400
***13.8** Purificación del agua 403
***13.9** Peróxido de hidrógeno 405
LA QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA: Disminución del ozono en la estratosfera 407
Resumen 408 Diagrama temático 409
Ejercicios 409 Problemas 410
Cuestionario del capítulo 13 412
Bibliografía capítulo 13 413
El elemento HIDRÓGENO: más ligero que el aire 414
Química sustentable y CTS 416
Explícalo tú: Canicas que flotan 419

CATORCE

Disoluciones y coloides 420

Cuenta regresiva 420

Objetivos del capítulo 14 420

14.1 Disoluciones 421
14.2 Tipos de disoluciones 422
14.3 Factores que afectan la solubilidad y la velocidad de disolución 423
14.4 Disoluciones saturadas, no saturadas y sobresaturadas 428
14.5 Concentración de las disoluciones 431
14.6 Porcentaje referido a la masa 432
***14.7** Partes por millón 434
14.8 Molaridad 435
***14.9** Normalidad 439
***14.10** Molalidad 442
***14.11** Propiedades coligativas de las disoluciones 444
***14.12** Coloides y suspensiones 448

Resumen 453 Diagrama temático 454
Ejercicios 455 Problemas 456
Cuestionario A del capítulo 14 461
Cuestionario B del capítulo 14 462
El compuesto JABÓN: ¡la química nos limpia! 463
Química sustentable y CTS 465

QUINCE

Ácidos, bases y ecuaciones iónicas 468

Cuenta regresiva 468

Objetivos del capítulo 15 468

15.1 Propiedades y definiciones de los ácidos y las bases 469
15.2 La fuerza de los ácidos y las bases 472
15.3 Formación de iones en disoluciones acuosas 473
15.4 Reacciones de ácidos y bases 475
15.5 pH y pOH 481
15.6 Disoluciones de electrólitos y no electrólitos 485
***15.7** Lineamientos para la representación de ecuaciones iónicas 488
***15.8** Ejemplos de ecuaciones iónicas 489

LA QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA: ¡El ácido de los cielos! 493
Resumen 495 Diagrama temático 496
Ejercicios 496 Problemas 497
Cuestionario A del capítulo 15 502
Cuestionario B del capítulo 15 502
El compuesto CARBONATO DE CALCIO: desde los libros de química hasta ¡el alivio para el estómago! 503
Química sustentable y CTS 505
Explícalo tú: ¡Para gastar una broma! Test del mal aliento 508

DIECISÉIS

Ecuaciones de oxidación-reducción y electroquímica 509

Cuenta regresiva 509

Objetivos del capítulo 16 509

16.1 Oxidación y reducción 510
***16.2** Revisión de los números de oxidación 510
***16.3** Balanceo de ecuaciones de oxidación-reducción por el método de óxido-reducción 513
***16.4** Balanceo de ecuaciones de oxidación-reducción por el método del ion electrón 518

*16.5 Electroquímica y celdas electrolíticas 523
*16.6 Electroquímica y las celdas voltaicas (galvánicas) 526
*16.7 Celdas voltaicas en el uso práctico 527
*16.8 Corrosión 531
LA QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA: Los procesos de oxidación-reducción y la lluvia ácida 532
Resumen 534 Diagrama temático 535
Ejercicios 536 Problemas 537
Cuestionario del capítulo 16 541
El elemento MAGNESIO: desde las ruedas hasta los dispositivos de luz instantánea 542
Química sustentable y CTS 543
Explícalo tú: Experimento del recipiente azul 545

DIECISIETE

Velocidades de reacción y equilibrio químico 546

Cuenta regresiva 546

Objetivos del capítulo 17 546

17.1 Velocidad de reacción 547
17.2 Reversibilidad de las reacciones y el equilibrio 550
17.3 Principio de Le Châtelier 555
*17.4 Equilibrio ácido-base de electrólitos débiles 558
*17.5 Equilibrio en las disoluciones amortiguadoras 562
*17.6 Equilibrios de solubilidad 565
LA QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA: Reacciones químicas más allá de la disminución de ozono 569
Resumen 570 Diagrama temático 571
Ejercicios 572 Problemas 573
Cuestionario A del capítulo 17 578
Cuestionario B del capítulo 17 579
El elemento NITRÓGENO: la base de nuestro aliento 580
Química sustentable y CTS 582
Explícalo tú: Reducción del permanganato de potasio 585

DIECIOCHO

Química orgánica 586

Cuenta regresiva 586

Objetivos del capítulo 18 586

18.1 Química orgánica 587
18.2 Las formas y estructuras de las moléculas orgánicas 588
18.3 Alcanos 593
18.4 Alquenos 602
18.5 Alquinos 607
18.6 Hidrocarburos aromáticos 610
*18.7 Derivados de hidrocarburos 615
LA QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA: Esmog fotoquímico 628
Resumen 630 Diagrama temático 631
Ejercicios 632 Problemas 633
Cuestionario A del capítulo 18 641
Cuestionario B del capítulo 18 641
Cuestionario C del capítulo 18 642
El elemento CARBONO: desde la joyería hasta los palos de golf 644
Química sustentable y CTS 646
Explícalo tú: Los alcoholes coloridos 649

DIECINUEVE

Química nuclear 650

Cuenta regresiva 650

Objetivos del capítulo 19 650

19.1 Radiactividad natural 651

19.2 Ecuaciones para la radiactividad natural 653

19.3 Radiactividad artificial 656

19.4 Vida media y medición de la radiactividad 661

***19.5** Usos de los isótopos radiactivos 663

19.6 Fisión nuclear 666

19.7 Fusión nuclear 671

***19.8** Usos pacíficos de las reacciones nucleares 671

LA QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA: El radón en la atmósfera y en su hogar 676

Resumen 677 Diagrama temático 678

Ejercicios 679 Problemas 680

Cuestionario del capítulo 19 682

El elemento TECNECIO: diagnóstico no invasor 683

Química sustentable y CTS 685

Apéndices

I Interconversión de unidades 688

II Su calculadora 693

III Algunos isótopos presentes en forma natural 698

IV Configuración electrónica de los elementos que muestra los subniveles 702

V Presión de vapor del agua a diferentes temperaturas 705

VI Revisión de álgebra 706

VII Respuestas a los ejercicios y problemas seleccionados 710

Glosario 723

Créditos de las fotografías 733

Índice 735

PREFACIO A LA SÉPTIMA EDICIÓN para los estudiantes

El objetivo de este libro es sencillo: ayudarle a aprender química de una manera eficiente y lo más sencilla posible.

Al igual que las seis ediciones anteriores, este libro ha sido escrito para usted, no para su maestro. Hemos considerado que sus conocimientos científicos, sobre todo en química, son muy limitados o carece de ellos, y que necesita un repaso en matemáticas. Por esta razón utilizamos analogías y caricaturas para ayudarle a comprender mejor algunos principios químicos. A lo largo del texto hemos colocado los nuevos términos en **letras negritas**, para facilitarle la identificación de los puntos importantes que necesita aprender. En el texto se encuentra la definición de estos términos y también en un glosario al margen al lado de cada término. La revisión de estas definiciones al margen es una buena manera de asegurarse que ha captado las principales ideas del capítulo.

Cuando usted quiera verificar definiciones dadas en capítulos anteriores, podrá hacerlo fácilmente sólo con consultar el **glosario** que aparece al final de la obra, en el cual figuran todos los términos en orden alfabético.

Para facilitarle el aprendizaje de la química hemos organizado el contenido de cada capítulo en una serie de aspectos que a continuación se describen.

1. **Cuenta regresiva** (no se incluye en el capítulo 1). Consiste en cinco *preguntas de revisión* del material anterior, el que actúa como *base* del material que se presentará en el nuevo capítulo. Estas preguntas tienen la referencia de las secciones de los capítulos anteriores, Las respuestas se encuentran entre paréntesis, junto a las preguntas.
2. **Objetivos.** Los objetivos especifican los *conocimientos* que adquirirá en cada capítulo. Usted deberá alcanzar esos objetivos con el propósito de dominar el material del capítulo.
3. **Claves de estudio.** Estas claves de estudio están diseñadas para *facilitarle* la comprensión de la química.
4. **Ejemplos.** Estos ejemplos *se encuentran* a lo largo del capítulo para ayudarle a solucionar un tipo específico de problemas.
5. **Ejercicios de estudio.** Estos ejercicios de estudio están incluidos a lo largo del capítulo y son para que usted *los trabaje*. Son ejercicios similares a los ejemplos y problemas que se encuentran al final del capítulo. Las respuestas aparecen entre paréntesis junto al ejercicio.
6. **Resumen.** Al finalizar cada capítulo se encuentra un breve resumen de los *puntos importantes*.
7. **Ejercicios y problemas.** Los ejercicios y problemas se hallan al final del capítulo y contienen la *referencia* de las secciones del mismo. Las respuestas se encuentran en el Apéndice VII, al final del libro.

8. **Cuestionario del capítulo.** Antes de terminar el capítulo aparece un cuestionario que le ofrece la oportunidad de *probar sus* conocimientos acerca del contenido. Las respuestas también se encuentran en el Apéndice VII.

Con el propósito de relacionar lo que está aprendiendo con el mundo real hemos incluido los siguientes aspectos:

1. **Elementos o compuestos.** Es un breve análisis al final del capítulo acerca de un elemento o compuesto que puede ser de interés para usted. Ilustra cómo *la química* es parte de su *vida*.
2. **La química de la atmósfera.** Es un ensayo sobre los aspectos *ambientales* que afectan su vida.
3. **Tú y la química.** A lo largo del libro aparece en el margen un icono,

cuyo objetivo es atraer la atención hacia la manera en la que se aplica la *química al mundo real*.

Antes de que comience a estudiar química, nos gustaría darle algunos consejos amistosos.

1. No lea este libro en la cama. No creemos que pueda ayudarle a dormir, y obtendrá mucho más de él si se sienta y utiliza papel y lápiz para resolver los ejemplos y los ejercicios de estudio conforme avanza. También es posible que su libro se encuentre en mejores condiciones al finalizar el período.
2. No piense que la noche anterior a la prueba o al examen puede aprender todo. La manera más sencilla de aprender química es hacer un pequeño esfuerza cada día. Usted puede ocupar dos horas en estudiar química por cada hora de clase, es decir, cerca de 6 horas a la semana si su curso comprende 3 horas de clase por semana.

Las sugerencias que haga sobre este texto serán bien recibidas. Usted se sorprendería si supiera la cantidad de estudiantes que nos han escrito durante los 24 años transcurridos desde que apareció la primera edición. Muchas de sus sugerencias se han incorporado en esta edición. Por ello, le agradeceríamos si nos escribe para conocer su opinión.

G. William Daub
Departament of Chemistry
Harvey Mudd College
Claremont, California 91711

William S. Seese
Departament of Chemistry
Casper College
Casper, Wyoming 82601

PREFACIO A LA SÉPTIMA EDICIÓN para el instructor

En esta edición de *Química*, hemos hecho los siguientes cambios:

1. **Cuenta regresiva** (no se encuentra en el capítulo 1). Consiste en cinco *preguntas de revisión* del material anterior, el que actúa como *base* del material que se presenta en el nuevo capítulo.
2. **Ejercicios de estudio.** En cada capítulo se han introducido los ejercicios de estudio en un intento por reforzar el material previamente cubierto.
3. **Tú y la Química.** Éstas son aplicaciones de la química al *mundo real*. Se encuentran a lo largo del libro y están señaladas con un icono en el margen,

4. **Cambios de texto de la sexta edición.** Se han realizado cinco cambios de texto en esta edición:
   - ✔ **1.** El cálculo de los números de oxidación se introdujo en el capítulo 6 (sección 6.3) y se revisó nuevamente en el capítulo 16 (sección 16.2).
   - ✔ **2.** Las formas de las moléculas y de los iones poliatómicos se adicionaron en el capítulo 6 (sección 6.8).
   - ✔ **3.** La dilución de las soluciones molares se introdujo en el capítulo 14 (sección 14.8).
   - ✔ **4.** En el capítulo 14 se eliminó la conversión de la concentración de las soluciones.
   - ✔ **5.** Hemos añadido los coloides y las suspensiones en el capítulo 14 (sección 14.12).

En la séptima edición hemos escrito **objetivos** generales similares a los que se encuentran en la sexta edición. Los **objetivos específicos** en los que se incluyen las **tareas** se encuentran en el *Instructor's Resource Manual* (Manual del Maestro).

Hemos conservado los *problemas generales* al final del capítulo. Estos problemas requieren que el estudiante utilice el material previamente tratado y son más difíciles de resolver. Estos problemas estimulan al estudiante a pensar de una *manera crítica*.

Para ofrecerle a usted una mayor flexibilidad, se encuentra a la disposición una edición alternativa, *Basic Chemistry*, séptima edición, Edición Alternativa. Esta versión de bolsillo comprende los capítulos del 1 al 17. También contamos con otro libro basado en parte de este libro de *Química Básica*. En el libro *Preparation for College Chemistry*, quinta edición, ofrece a los estudiantes un avance rápido en el que se enfoca la química desde sus inicios. También se cuenta con una versión de bolsillo de casi 300 páginas.

Junto con esta edición, pueden utilizarse algunos textos complementarios, como *Laboratory Experiments* de Charles Corwin, American River College (Sacramento California), con un *Student Workbook* y *Student Solutions Manual* de los autores del texto. De libre adopción son los siguientes: *How to Study Chemistry* y *Text Bank for Basic Chemistry*, de Vernon K. Burger de Cuyahoga Community College (Hihland Hills, Ohio), e *Instruc-*

tor's Resource Manual, de Gerald Ittenbach, Fayetteville Technical Community College (Fayetteville, Carolina del Norte).

Muchas personas nos han hecho sugerencias para mejorar este texto y en esta edición hemos tratado de seguirlas. Estas personas son las siguientes:

David W. Ball, *Cleveland State University*
Hal Bender, *Clackamas Comm. College*
Larry E. Bennett, *San Diego State University*
Gerald Berkowitz, *Erie Community College*
Donald J. Brown, *Western Michigan University*
Vernon K. Burger, *Cuyahoga Community College*
B. Edward Cain, *Rochester Institute of Thecnology*
Rodney Cate, *Midwestern State University*
James Coke, *University of North Carolina*
Lorraine Deck, *University of New Mexico*
John M. DeKorte, *Glendale Community College*
Celia A. Dosmer, *Mohawk Valley Comm. College*
Paul D. Hooker, *Colby Community College*
Gerald Ittenbach, *Fayetteville Tech. Comm. Coll.*
T. G. Jackson, *University of Southern Alabama*
Floyd Kelly, *Casper College*
Ernest Kemnitz, *University of Nebraska*
Roy Kennedy, *Mass. Bay Community College*
Robley J. Light, *Florida State University*
Gene Lindsay, *St. Charles County Comm. Coll.*
Boon H. Loo, *University of Alabama*
Susanne M. Mathews, *Joilet Junior College*
Robert McDonald, *Valencia Community College*
Clark Most, *Delta College*
Paul O'Brien, *West Valley College*
Rosalie Rogiewicz Park, *Immaculata College*
Dennis R. Pettygrove, *College of Southerm Idaho*
John Pressler, *student*
Fred Redmore, *Highland Community College*
Melissa S. Reeves, *Indiana University*
Samuel L. Rieger, *Naugatuch Val. Comm. Tech. College*
René Rodríguez, *Idaho State University*
Allen Scism, *Central Missouri State University*
Dave Seapy, *Sultan Qaboos University*
Eugene H. Shannon, *Fayetteville Tech. Comm. Coll.*
Lee S. Sunderlin, *Northern Illinois University*
Richard Wheet, *Texas State Technical Institute*
David L. Winters, *Tidewater Community College*
John Youker, *Hudson Valley Comm. Coll.*

Queremos agradecer a cada una de las personas por su tiempo y energía para ayudarnos a hacer de la séptima edición la mejor.

También queremos agradecer a nuestras esposas, Sandra Anne Hollenberg y Ann Reeves Seese por sus consejos, sugerencias y apoyo. Por último, queremos agradecer a Mary Fuday Ginsburg y Carol J. Dean quienes contribuyeron con la supervisión, a Ben Roberts, editor químico, y a Susan Fisher y Rose Kernan, nuestras editoras de producción.

Esperamos que usted y sus estudiantes disfruten de este libro y continúen enviándonos sus sugerencias para hacer este texto de química "amistoso para el usuario".

G. William Daub
Departament of Chemistry
Harvey Mudd College
Claremont, California 91711

William S. Seese
Departament of Chemistry
Casper College
Casper, Wyoming 82601

PRÓLOGO a la octava edición

Para esta nueva edición, nuestro objetivo ha sido reforzar un libro de texto ya de por sí completo y confiable. Al hacer las aportaciones hemos tratado de responder a las sugerencias recibidas por parte de los profesores y estudiantes que han utilizado las ediciones anteriores.

Como innovaciones al texto se presentan:

- ✔ **Diagramas temáticos.** Se plantean hacia el final de cada capítulo debido a que los alumnos ya tienen una cierta familiaridad con el tema, de modo que sean potencialmente significativos y permitan la integración, reconciliación y diferenciación de los conceptos. Tienen la finalidad de mostrar relaciones significativas entre los tópicos enseñados en cada unidad temática.
- ✔ **Explícalo tú** (experiencias de cátedra). Son experimentos dirigidos al profesor, considerados como una estrategia que permite motivar y despertar el interés en los alumnos. Está diseñada para que puedan expresar sus ideas, planteen sus propias preguntas, busquen las posibles respuestas, las confronten con sus compañeros y con la realidad. Cada experiencia cuenta con una breve descripción del experimento, e indica el objetivo académico que se desea alcanzar.
- ✔ **Química sustentable y Ciencia, Tecnología y Sociedad (CTS).** Se incluye un mensaje con el propósito de que los alumnos reflexionen acerca del efecto de las investigaciones, de la tecnología y los productos desarrollados gracias a la química; que comprendan por qué ciertas acciones humanas afectan la vida en el planeta, la salud y la calidad de vida; los riesgos y beneficios cuando se toman ciertas decisiones y no otras.

Cada lectura aborda problemas socialmente relevantes de interés general y se seleccionaron de acuerdo con la temática que aborda cada capítulo.

Myrna Carrillo Ch.
Rosa María González M.
Pilar Montagut B.
Elizabeth Nieto C.
Carmen Sansón O.
Coautoras

Capítulo 1

Introducción a la química

La química impregna nuestra vida. ¿Cuántos ejemplos de su presencia puede encontrar en esta escena cotidiana? Caucho sintético (globos), fibras (ropa), pinturas, tintes (ropa), gas helio (en los globos), concreto (edificios), fotosíntesis (árboles), procesos biológicos humanos, tierra (en las macetas), madera (bancos y mesas), vidrio (las ventanas) y el mismo proceso fotográfico: todo ello forma parte del mundo de la química. Escena del mercado Quincy en Boston.

Objetivos del capítulo 1

1. Lograr la comprensión de la ciencia y el método científico, y el lugar que ocupa la química entre las ciencias (sección 1.1).
2. Clasificar los intereses de investigación de un químico o papel de la investigación como una de las cinco subáreas de la química (sección 1.2).
3. Explorar el desarrollo de la química como ciencia (sección 1.3).

¿Qué piensa usted cuando escucha la palabra "química"? Es muy probable que piense en alguna sustancia de olor desagradable en un laboratorio. Ciertamente, estos compuestos son sustancias químicas, pero las sustancias químicas se encuentran en todas partes. El detergente y el blanqueador que utiliza para lavar su ropa son sustancias químicas. También lo son el metal y el plástico de que están hechas la lavadora y la secadora. Su propio cuerpo está formado por sustancias químicas de las cuales la más abundante es el agua (60% de su peso).

Por tanto, el estudio de la química es el estudio de la *vida*. A medida que lea este libro, aprenderá acerca de las estructuras e interacciones fundamentales de las cosas que usted cree conocer: el agua que bebe, el aire que respira y los alimentos que consume. Verá como generaciones de químicos han ofrecido al mundo no sólo una mejor comprensión del mismo, sino también muchos productos que mejoran nuestra vida. Estos productos incluyen plásticos, polímeros como el nylon y el Orlon, el poliéster, el PVC, los fertilizantes y muchos agentes farmacéuticos (véase la figura 1.1).

Sin embargo, para poder apreciar el trabajo dedicado a la invención de estos productos, es necesario conocer más acerca de la química: sus métodos, su historia y su estudio.

Ciencia Es una actividad dinámica e integral y no el seguimiento de una serie de reglas que requieren comportamientos específicos en etapas específicas. Es una actividad en una constante interacción de pensamiento y acción. La ciencia se basa en la resolución de problemas, de los que surge la necesidad de conceptos o leyes, la ciencia suele construir teorías que son útiles para comprender el mundo; no es sólo un conjunto de productos (conceptos, leyes y teorías) elaborados y acumulados; tanto los productos como los procesos son instrumentos inseparables del conocimiento científico.

1.1 La ciencia y la metodología científica

Ya conoce uno de los aspectos más importantes de la química: que es una ciencia. La **ciencia** es el conocimiento organizado sobre las cosas que se observan en la naturaleza,

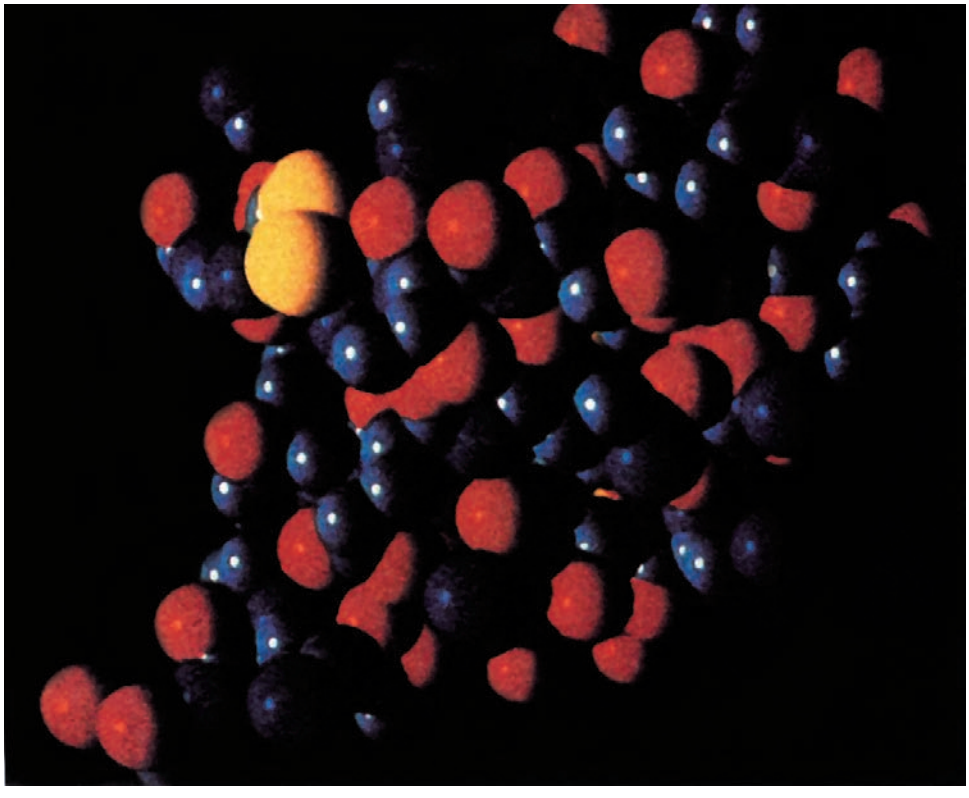


FIGURA 1.1
Molécula de insulina construida a partir de la estructura cristalina de la insulina porcina. (Cortesía de NIH/Science Source Researchers).

en el mundo material y en el Universo y trata de dar respuesta a las preguntas de ¿cómo? y ¿por qué? Las preguntas que se formulan sobre las cosas que están vivas puede responderlas la biología; otras preguntas sobre cosas que no están vivas pueden responderlas la física, la química, la geología y la geografía, entre otras ciencias.

Algo en común que hay en estas ciencias es la forma en que obtienen y construyen el conocimiento, porque se apoyan en una metodología científica.

Para resolver un problema, la metodología científica comienza frecuentemente con las observaciones sistemáticas, que conducen al establecimiento de hechos científicos, y con la formulación de la **hipótesis**.

Hipótesis Explicación tentativa de los resultados de la experimentación; es objeto de verificación o rechazo durante los experimentos adicionales.

Los hechos son descripciones de fenómenos que percibimos con los sentidos directamente o con la ayuda de instrumentos.

Las hipótesis son explicaciones de una serie de observaciones y pueden ser empíricas o teóricas.

Las empíricas son hipótesis que implican una suposición sobre algún aspecto que requiere validarse mediante el diseño y la realización de un experimento.

Un experimento es la reproducción en forma controlada, generalmente en un laboratorio, de un fenómeno natural.

El resultado de una serie de experimentos que corroboran una hipótesis puede representarse como una ley. Una ley experimental surge cuando se generaliza una serie de observaciones realizadas bajo las mismas condiciones experimentales. Por ejemplo, la ley de Boyle.

Cuando nos preguntamos por cosas que no podemos percibir mediante nuestros sentidos tienen lugar las hipótesis teóricas.

Son interpretaciones sobre un hecho experimental o una ley experimental. Por ejemplo, ¿por qué los gases se difunden fácilmente? Su explicación requiere de una teoría.

Una teoría es un conjunto unificado de hipótesis que explican una serie de hechos y las leyes experimentales que los describen. Por ejemplo, la teoría cinético molecular de la materia.

Las teorías permiten predecir nuevos hechos. Cuando esto ocurre hay que contrastar estas predicciones con la experiencia, por lo que será necesario realizar nuevos experimentos previamente planificados.

Esta forma de describir la metodología científica puede hacer pensar que la investigación avanza paso a paso, con un ordenamiento estricto, pero en realidad rara vez ocurre. Esto provocó que no se utilice el término “método científico”.

Hay que evitar pensar en la investigación científica como una serie de fases o pasos que se siguen en forma mecánica. Por el contrario, en la investigación real es normal pasar de una a otra fase (en ambos sentidos), sin esperar a que una esté perfectamente terminada. Hay veces que las leyes experimentales preceden a la teoría, otras veces las ideas teóricas preceden a las observaciones y experimentos. Aunque, por lo general, todo ello sucede al mismo tiempo. En otras ocasiones las observaciones o los “descubrimientos” inesperados dan lugar a las investigaciones, ya que plantean un problema en relación con lo que se piensa en ese momento, problema que se aborda a partir de los conocimientos de que se dispone en cada fase.

No obstante en todo proceso de investigación se pueden identificar las fases o pasos comunes, representados en la figura 1.2:

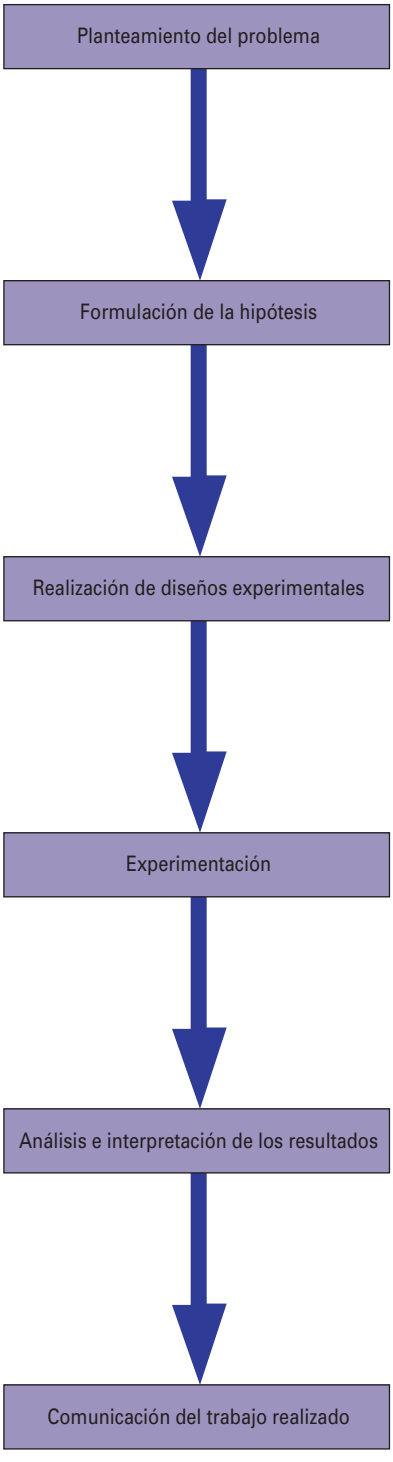


FIGURA 1.2
El método científico y el desarrollo de una ley científica.

En cualquier ciencia, los investigadores formulan hipótesis y teorías, y dependen de las matemáticas para expresar sus descubrimientos de una manera tan precisa como sea posible. Tanto en las *ciencias abstractas* (matemáticas y lógica) como en las *ciencias biológicas* (botánica, zoología, fisiología y microbiología), y las *ciencias físicas* (química, geología, física), los investigadores suelen realizar un control cuidadoso de sus experimentos a fin de alcanzar conclusiones precisas. Los que exploran las *ciencias sociales* (arqueología, economía, historia, ciencias políticas, psicología, y sociología), por lo general, no pueden realizar experimentos demasiado controlados. Las ciencias biológicas, en su intento por alcanzar una mayor precisión, se han orientado más hacia la química para poder encontrar una explicación de la salud y la enfermedad.

Por ejemplo, un psicólogo que busca estudiar la manera en que las personas solucionan sus problemas debe admitir ciertas diferencias personales entre los individuos sometidos a estudio. Por el contrario, un químico que se dedica al estudio de la resistencia de un nuevo material desarrollado para actuar como aglutinante puede reproducirlo y probarlo en diferentes materiales para determinar su grado de efectividad.

Ejercicio de estudio 1.1

Supongamos que usted decide cocinar algo en casa. En el recetario de su madre busca una antigua receta para una sopa de verduras. Después de leerla considera que la sopa quedará "desabrida" y que un poco de polvo de chile podría sazonarla. Al preparar la sopa, le añade una pequeña cantidad de polvo de chile y cuando la sirve, su familia la encuentra muy buena. Repite luego la preparación, pero esta vez registra la cantidad de polvo de chile añadido a la receta. Nuevamente la sopa agrada a su familia. ¿Cuál es la experimentación? ¿Cuál es la hipótesis? ¿Cuál es la experimentación adicional? ¿Qué más necesitaría usted hacer antes de convertir sus conclusiones en una ley?

Experimentación: la adición de polvo de chile a la sopa de verduras.
Hipótesis: el polvo de chile mejorará el sabor de la sopa de verduras.
Experimentación adicional: la nueva preparación de la sopa con una cantidad determinada de polvo de chile para observar si sigue agradando a su familia. Antes de convertir su receta en una ley, varíe la cantidad y el tipo de polvo de chile y también sirva la sopa durante varias estaciones del año (verano, invierno, etc.). También podría intentarlo con algunos de sus amigos.

Resuelva el problema 3.

1.2 La ciencia de la química

La **química** es la ciencia que se ocupa de la *composición* de las sustancias y los *cambios* que sufren. Por ejemplo, la química se interesa en los componentes del agua (composición) y las interacciones entre ésta y otras sustancias (transformaciones).

Química Estudio de la composición de las sustancias y los cambios que experimentan.

Dentro de su área de estudio, los químicos trabajan en diversos tipos de problemas que pueden clasificarse como pertenecientes a una de las cinco subdivisiones de la química: (1) química orgánica, (2) química inorgánica, (3) química analítica, (4) fisicoquímica, y (5) bioquímica. En la tabla 1.1 se presentan estas subáreas junto con algunos ejemplos sencillos de los problemas pertenecientes a cada una.

Existe cierta superposición entre subáreas. De hecho, algunos de los trabajos más interesantes en la química actual implican problemas en los que intervienen más de una de las áreas que aparecen en la tabla 1.1. Por ejemplo, un químico que se encuentra estudiando la estructura y la naturaleza de los superconductores de altas temperaturas requiere de la información y las técnicas de la química inorgánica, de la química analítica y de la química física.

Química orgánica Estudio de las sustancias que contienen carbono.

Química inorgánica Estudio de todas las sustancias diferentes de aquéllas que contienen carbono.

Química analítica Estudio del análisis cuantitativo y cualitativo (examen) de los elementos y sustancias compuestas.

Fisicoquímica Estudio de las estructuras de las sustancias, de la rapidez con la que cambian y de la participación del calor en los cambios químicos.

Bioquímica Estudio de las reacciones que se presentan en los organismos vivos.

TABLA 1.1 Las cinco subdivisiones de la química

SUBÁREA	MATERIA	EJEMPLO
Química orgánica	Estudia las sustancias que contienen carbono, el símbolo C	Preparación de la aspirina ($C_9H_8O_4$) o Tylenol ($C_8N_9NO_2$).
Química inorgánica	Estudia las sustancias que no contienen carbono	La comprensión del funcionamiento en la batería de un coche.
Química analítica	Estudia la composición de una muestra (*cualitativa*) y cuánto contiene (*cuantitativa*) (véase la figura 1.3)	La medición de la cantidad de un gas pesticida específico en las aguas freáticas.
Fisicoquímica	Estudia las estructuras de las sustancias, la rapidez con que cambian (*cinética*) y el papel del calor en los cambios químicos (*termodinámica*)	La comprensión de los cambios que se presentan cuando se funde el hielo para obtener agua líquida.
Bioquímica	Estudia las reacciones químicas en los sistemas vivos	La comprensión del mecanismo de fragmentación de algunos alimentos por la saliva cuando los masticamos.

Ejercicio de estudio 1.2

De acuerdo con las definiciones de las ramas de la química que aparecen en la tabla 1.1, clasifique los intereses de investigación de los químicos internacionales que figuran en la lista que sigue. Ubique cada uno en la rama que corresponda: química orgánica, inorgánica, analítica, física o bioquímica.

a. Compuestos cíclicos de carbono que también contienen azufre.
Gardner W. Stacy (química orgánica)

FIGURA 1.3
Los químicos analizan nuevos compuestos bajo condiciones controladas para comprender mejor las propiedades de los materiales.

b. La composición química de las semillas del castaño de Indias de Ohio.
Booker T. White (bioquímica)

c. Cinética de las reacciones de los metales de transición.
Nancy Rowan (fisicoquímica o química inorgánica)

Resuelva los problemas 4 y 5.

1.3 Breve historia de la química

La vasta cantidad de áreas de investigación que ocupa a los químicos de hoy refleja el aumento explosivo tanto del interés en los procesos químicos como de la comprensión de los mismos. Algunos de estos procesos han sido conocidos durante mucho tiempo. Por ejemplo, los antiguos egipcios y chinos estaban muy familiarizados con el proceso de fermentación en la producción de bebidas alcohólicas. Algunos de los fundamentos de la química moderna surgieron de los antiguos griegos y árabes. Demócrito (aproximadamente 460-370 a. C.), un griego, propuso una teoría acerca de las sustancias que precedió en 2200 años a la teoría atómica de John Dalton. Al-Khowarizmi, matemático árabe, inventó el número cero aproximadamente en el 825 d. C., proporcionando una expresión matemática fundamental para la ciencia moderna. En el período medieval, los alquimistas europeos hicieron infinidad de experimentos en un infructuoso intento por transformar el plomo y otros metales comunes en oro. En el siglo XX, los científicos han sido capaces de transformar el platino en oro (a un costo muy elevado).

Dos de los nombres más importantes en la fundación de la química como ciencia son Robert Boyle (1627-1691) y Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794). Boyle fue un gran defensor de la experimentación en la búsqueda del conocimiento. Su estudio sobre el efecto de la presión en el volumen de un gas es un ejemplo de método científico. A Lavoisier suele considerársele el padre de la ciencia química. Demostró que la combustión es el resultado de la reacción de un combustible con el oxígeno que forma parte del aire. Lavoisier utilizó el método científico para demostrar que era equivocada la teoría popular de la combustión y abrió la puerta a una nueva manera de ver las sustancias. En los capítulos 11 y 13, respectivamente, estudiaremos las contribuciones que Boyle y Lavoisier hicieron a la química.

Desde la época de Lavoisier, individuos de casi todos los países del mundo han hecho contribuciones para nuestra comprensión de la química. La tabla 1.2 registra sólo algunos de los descubrimientos más importantes desde ese entonces. A muchas de estas personas se les ha otorgado el premio Nobel en química, el máximo honor individual que un científico puede recibir.* Estos hombres y mujeres provienen de muy diferentes países, tienen diferentes antecedentes étnicos y pertenecen a circunstancias culturales y económicas diversas.

Si bien los europeos occidentales dominaron el mundo de la química hasta la Primera Guerra Mundial, los químicos estadounidenses han estado cada vez más a la vanguardia desde 1920. Después de las consecuencias desastrosas de la Segunda Guerra Mundial, Estados Unidos se ha convertido en el país líder mundial en todos los aspectos de la química, desde la investigación y el desarrollo hasta la producción. Los esfuerzos en Japón y la ex Unión Soviética han influido cada vez con mayor fuerza en la comunidad química. Está por verse la influencia futura de los países de la ex Unión Soviética, particularmente de Rusia. Asimismo, es muy posible que China juegue un papel de mayor importancia en el futuro.

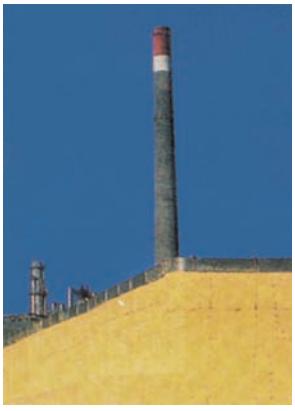


FIGURA 1.4
Depósitos de azufre elemental. La sustancia es un sólido amarillo que puede ser extraído directamente de la tierra. El azufre puro es transportado a las plantas industriales para usarlo de diferentes maneras.

Figura 1.5
Estampilla postal estadounidense en honor de Percy Julian.

* El premio Nobel fue establecido en 1901 a partir de la fortuna de Alfred Bernhard Nobel (1833-1896), el inventor de la dinamita. En la actualidad es costumbre otorgar seis premios Nobel a las contribuciones sobresalientes a la física, la química, la fisiología o la medicina, la literatura, las ciencias económicas y el fomento de la paz mundial.

TABLA 1.2 Descubrimientos importantes en la química desde la época de Lavoisier

NOMBRE	FECHA	PAÍS DE ORIGEN	CONTRIBUCIÓN
Charles Goodyear	1800-1860	Estados Unidos	Descubrió el proceso para la vulcanización del caucho utilizando azufre (véase la figura 1.4).
Marie Curie[a]	1867-1934	Polonia	Descubrió el radio.
Gilbert Lewis	1875-1946	Estados Unidos	Contribuyó al conocimiento de los enlaces químicos.
Otto Hahn[a]	1879-1968	Alemania	Descubrió la fisión nuclear, el proceso que se utiliza en los reactores nucleares.
Niels Bohr[a]	1885-1962	Dinamarca	Desarrolló un modelo de la estructura del átomo.
Sir Robert Robinson[a]	1886-1975	Reino Unido	Preparó diversos agentes medicinales útiles.
Albert von Szent-Gyorgi[a]	1893-1986	Hungría	Estudió la química de las contracciones musculares.
Wallace Carothers	1896-1937	Estados Unidos	Descubrió el nylon.
Percy Julian (véase la figura 1.15)	1899-1975	Estados Unidos	Desarrolló el proceso para la producción masiva de cortisona.
Linus Pauling[a]	1901-1994	Estados Unidos	Contribuyó al conocimiento de los enlaces químicos y a la paz mundial.
Dorothy Crowfoot Hodgkin[a]	1910-1994	Reino Unido	Determinó la estructura de la vitamina B_{12}, de la penicilina y de la insulina.
Melvin Calvin[a]	n. 1911	Estados Unidos	Explicó los procesos de la fotosíntesis.
Gleen Seaborg[a]	n. 1912	Estados Unidos	Estudió la química nuclear.
Rosalind Franklin	1920-1958	Reino Unido	Estudió la estructura del ácido desoxirribonucleico (ADN) que regula el código genético.
Francis Crick[a]	n. 1916	Reino Unido	Propuso la estructura para el ADN.
Robert Woodward[a]	1917-1979	Estados Unidos	Desarrolló la síntesis de diferentes compuestos orgánicos como son la quinina, el ácido lisérgico, la estricnina, la reserpina, la clorofila, la vitamina B_{12}.
Frederick Sanger[a]	n. 1918	Reino Unido	Identificó la estructura química de la insulina e investigó el ADN.
James Watson[a]	n. 1928	Estados Unidos	Propuso la estructura del ADN.
Mario Molina Enríquez,	n. 1943	México	Realizaron investigaciones en la química de la atmósfera,
Paul J. Crutzen y	n. 1933	Estados Unidos	particularmente, lo relacionado con la formación y
F. Sherwood Rowland	n. 1927	Estados Unidos	descomposición del ozono.

[a] Recibió el premio Nobel. Marie Curie, Linus Pauling y Frederick Sanger lo recibieron dos veces. Rosalind Franklin no lo recibió debido a que murió de cáncer antes de que su trabajo fuera reconocido. Su investigación jugó un papel muy importante en la estructura del ADN propuesta por Francis Crick y James Watson.

Clave del estudio: A lo largo del texto encontrará al margen claves de estudio como ésta. Le ofrecerán una pequeña ayuda y discernimiento para apoyarlo en la comprensión del material.

1.4 El estudio de la química

A medida que lea los capítulos siguientes, usted aprenderá lo relacionado con el trabajo de muchos químicos (véase la figura 1.6). Siempre que sea posible, intentaremos vincular este trabajo con las aplicaciones que afectan su vida (véase la figura 1.7). Asimismo, el texto contiene una variedad de características que le ayudarán de manera eficiente y efectiva en el estudio de la química.

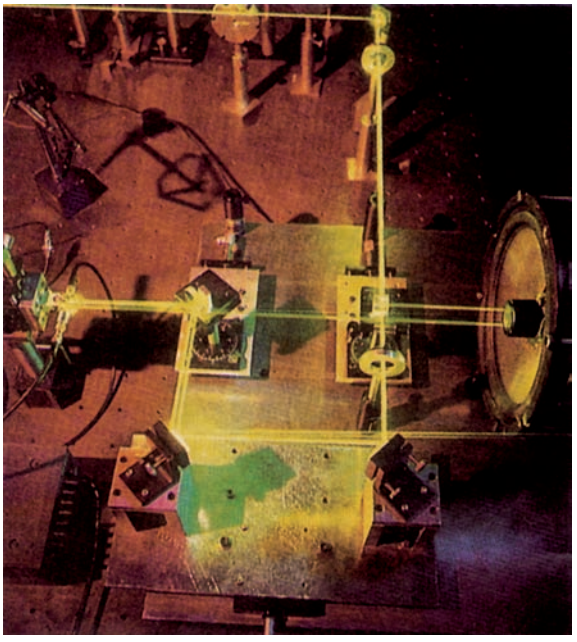


FIGURA 1.6
Los químicos se interesan en muchos temas. Aquí vemos que alguien está estudiando la interacción de la luz (en forma de un rayo láser) con una sustancia.

En cada capítulo descubrirá una serie de características:

- ✔ **Cuenta regresiva** (no aparece en el capítulo 1). Consiste en cinco *preguntas de repaso* del material precedente, el cual sirve de *base* para el material que se presenta en el nuevo capítulo. Estas preguntas están relacionadas con las secciones de los capítulos previos, y las respuestas se encuentran en los paréntesis cercanos a las preguntas.
- ✔ **Objetivos** Los objetivos especifican los conocimientos que deberá adquirir de acuerdo con el diseño de cada capítulo e indican el número de la sección relacionada con este conocimiento.
- ✔ **Claves de estudio** Las claves de estudio están diseñadas para ayudarle a comprender la química. ¡Algunas son humorísticas!
- ✔ **Ejemplos** Los ejemplos se desarrollan a lo largo del capítulo para ayudarle a solucionar un tipo específico de problema.
- ✔ **Ejercicios de estudio** Los ejercicios de estudio se encuentran a lo largo del capítulo y están vinculados a las secciones del mismo. *Usted* deberá trabajar en ellos para comprender mejor el material. Las respuestas se encuentran en el Apéndice VII, al final del libro. Bajo el título **Problemas** se encuentra un grupo subtitulado *Problemas generales.* La información necesaria para resolverlos está en los capítulos anteriores y no sólo en el capítulo que aparecen; tal vez sea necesario recordar el material utilizado previamente.
- ✔ **Resumen** Al final de cada capítulo se encuentra un breve resumen de los puntos importantes, por lo general, no es muy grande y *no* sustituye al trabajo de todo el capítulo.
- ✔ **Cuestionario del capítulo** El cuestionario se encuentra casi al final del capítulo y le ofrece la oportunidad de probar sus conocimientos. Hallará las respuestas en el Apéndice VII, al final del libro.

FIGURA 1.7
La síntesis del nylon. Los materiales que en la actualidad utilizamos de manera cotidiana fueron inventados por químicos.

Se han diseñado tres características adicionales para mostrarle las aplicaciones de los principios que está aprendiendo. Cada capítulo termina con una breve presentación de un elemento o compuesto químico, como son el oro, el oxígeno, el carbono, la sal, el azúcar o el jabón. Así, **elementos** y **compuestos** le ofrecen un interesante panorama de la manera en que la química forma parte de su vida. Una segunda característica es la serie de artículos sobre **La química de la atmósfera**, que presenta los aspectos ambientales que afectan su vida en forma global, desde el esmog, la contaminación y la lluvia ácida hasta el efecto de invernadero y la química del ozono. Estos artículos le muestran cómo la química que está aprendiendo es de importancia real para su forma de vida. Una tercera característica es **Tú y la química.** A lo largo del libro observará el icono que aparece aquí, en el margen. Esta imagen guiará su atención hacia la manera en que la química se aplica a su mundo real. Algunos capítulos de esta nueva edición se benefician, además de la sección **Tú y la quimica**, en donde se proponen interesantes experiencias de cátedra, asimismo, se han incluido algunas secciones: Quimica sustentable, ciencia tecnología y sociedad, que exponen cómo la quimica más vanguardista está presente en nuestra vida diaria.

Obtendrá el mayor provecho de sus esfuerzos si utiliza un método sistemático en sus estudios. Es mejor estudiar seis días a la semana durante una hora que un día a la semana durante seis horas. Como químicos, tenemos un prejuicio: queremos que no sólo comprenda la química, ¡sino que también le guste! De esta manera, hemos escrito este texto para usted. Esperamos que las caricaturas, analogías y aplicaciones a la vida cotidiana hagan de la química un tema interesante y divertido de aprender.

Por último, la química no siempre es fácil. De hecho, sus desafíos son los que mantienen a los químicos estimulados para trabajar en estas áreas. Al aprender química, estará usted aprendiendo un método sistemático para hacer frente a los retos, una habilidad que podrá utilizar tanto si su futuro en la química es como maestro, técnico laboratorista, enfermera, representante técnico de ventas, o lector del periódico. La química es una parte importante de su vida y del futuro de nuestro planeta.

✓ Resumen

En este capítulo se consideró el método científico y sus bases para la experimentación; se describieron las diferentes áreas de la ciencia y se clasificó a la química como una ciencia física (sección 1.1). La química es el estudio de la composición de las sustancias y los cambios que éstas experimentan. En el capítulo se presentaron las diferentes subáreas de la química (sección 1.2) y una breve historia de ésta (sección 1.3). Por último, se ofrecieron algunas sugerencias sobre el uso de este libro y algunos indicios del porqué usted podría querer aprender química (sección 1.4).

✓ Ejercicios

1. Defina o explique los siguientes términos (el número entre paréntesis se refiere a la sección del texto en el que se menciona el término):

a. ciencia (1.1)
b. experimentación (1.1)
c. hipótesis (1.1)
d. ley científica (1.1)
e. método científico (1.1)
f. ciencias abstractas (1.1)
g. ciencias físicas (1.1)
h. ciencias biológicas (1.1)
i. química (1.2)
j. química orgánica (1.2)
k. química inorgánica (1.2)
l. química analítica (1.2)
m. fisicoquímica (1.2)
n. bioquímica (1.2)

2. Explique la diferencia entre

a. ciencias biológicas y ciencias físicas

b. hipótesis y ley científica

c. química inorgánica y química orgánica

d. química orgánica y bioquímica

Problemas

La ciencia y el método científico (véase la sección 1.1)

3. Imagine que intenta conocer la ruta más rápida hacia la nevería. Empieza por recorrer las rutas A, B, C y D a la misma velocidad durante cuatro tardes sucesivas y anota cuánto tiempo le toma cada una. Usted compara los resultados y decide cuál es la más rápida. Después repite varias veces cada uno de los recorridos durante algunas semanas para confirmar su conclusión inicial. ¿Cuál de estos pasos es la experimentación? ¿Cuál es la formulación de la hipótesis? ¿Cuál es la experimentación adicional? ¿Qué necesitaría llevar a cabo antes de hacer de su conclusión una ley?

La ciencia de la química (véase la sección 1.2)

4. De acuerdo con las definiciones de las ramas de la química que aparecen en la tabla 1.1, clasifique los intereses de investigación de los químicos internacionales que figuran en la lista de abajo. Ubique cada uno en la rama que corresponda: química orgánica, inorgánica, analítica, fisicoquímica o bioquímica.

a. La cinética química y los mecanismos de las reacciones electroquímicas y la dinámica de la función de membrana —William D. Weir

b. Análisis de trazas de los contaminantes —Basil H. Vassos

c. Metabolismo bacteriano, metabolismo de purinas radioactivas en bacterias y animales; quimioterapia —Gertrude B. Elion

d. Química sintética y teórica de los compuestos organofosforados —Sheldon Buckler

5. La siguiente es una lista de artículos publicados en diferentes revistas científicas. Sobre la base de las definiciones de las ramas de la química, clasifíquelos en la categoría que corresponda: química orgánica, inorgánica, analítica, fisicoquímica o bioquímica.

a. "Termocromismo en las sales de halogenuros de cobre (II)" —Darrell R. Bloomquist, Mark R. Presprich y Roger D. Willett

b. "Un nuevo procedimiento para la síntesis regioespecífica del Benzopirano-1-onas [$C_9H_6O_2$]" —Frank M. y Vaceli M. Baghdanov

c. "Química en fase gaseosa de los iones pentacoordinados de hidruro de silicio" —David J. Hajdasz, Yeunghaiu Ho y Robert R. Squires

d. "Formas múltiples de la proteína de crecimiento nervioso y subunidades" —Andrew P. Smith

e. "La naturaleza del hidruro de cobre (I) soluble [CuH]" —J. A. Dilts

f. "Preparación y propiedades de especies de peroxicromo (III) [$Cr_2O_2^{4+}$ y $Cr_3(O_2)_2^{5+}$] —Edward L. King

g. "Termodinámica de la ionización protónica en soluciones acuosas diluidas" —James L. Chistensen

(Las respuestas a los problemas seleccionados se encuentran en el Apéndice VII).

Cuestionario del capítulo 1

1. ¿Cómo llamamos al estudio de la composición de las sustancias y los cambios que experimentan?

2. De acuerdo con las definiciones de las ramas de la química, clasifique los intereses de investigación de los químicos internacionales que figuran en la lista que sigue. Ubique cada uno en la rama que corresponda: química orgánica, inorgánica, analítica, fisicoquímica o bioquímica.

a. Química y termodinámica de los propelentes —Frank I. Tanczos

b. Estructura de las moléculas por métodos de Rayos X —Dorothy Hodgkin

c. Química de los polímeros que contienen carbono —Carl S. Marvel

3. Un muchacho lanza un golpe fuerte durante un juego de béisbol tres veces en línea. El chico entonces cambia el bat por uno más ligero y logra un hit. Posteriormente, utiliza un bat más ligero y obtiene tres hits más en cinco intentos. ¿Cuál de los pasos es la experimentación? ¿Cuál es la formulación de la hipótesis? ¿Cuál es la experimentación adicional? ¿Qué necesitaría hacer antes de expresar sus conclusiones en una ley?

(Las respuestas del cuestionario del capítulo se encuentran en el Apéndice VII).

Oro
(Símbolo: Au)

El elemento ORO: nunca pierde su brillo

El oro es un metal brillante que se puede estirar para formar alambres delgados y también vaciar en lingotes.

Nombre: El símbolo deriva de la palabra latina *aurum* que significa "aurora resplandeciente". El oro fue el primer metal puro conocido por los humanos y ha sido apreciado desde que se descubrió. Los colonizadores del Oeste norteamericano buscaron este valioso elemento que dio lugar al surgimiento y pérdida de fortunas.

Apariencia: Metal amarillo con un brillo lustroso y resplandeciente.

Presencia: Es un metal muy raro; representa el 0.0000005%(%= por ciento, partes por cien) de la corteza terrestre.

Origen: Se presenta en la naturaleza como un metal de estabilidad extraordinaria. También se encuentra en los minerales *calaverita* ($AuTe_2$) y *silvanita* [$(AuAg)Te_2$] pero en una cantidad limitada.

Usos comunes: Su principal uso es como patrón monetario en la mayor parte de los países del mundo.

El oro y sus aleaciones (mezclas, en su mayor parte con plata y cobre) se utilizan ampliamente en la elaboración de joyería fina. Las aleaciones de oro también son utilizadas en la cirugía dental.

El oro ha demostrado su versatilidad en la industria de la electrónica por su excelente conductividad eléctrica, ductilidad y resistencia a la corrosión.

Los compuestos de oro se utilizan en medicina en el tratamiento de la artritis.

"¡Hay oro en esas colinas!"

Acontecimientos raros: Los alquimistas buscaron en vano el modo de transformar el plomo en oro. Sin embargo, en su búsqueda perfeccionaron técnicas y aparatos que los llevaron a desarrollar la química como una ciencia. En la actualidad es posible transformar otros elementos en oro mediante la química nuclear, pero no es un método económico.

Química sustentable y CTS

Marie Curie

Desde 1901 en que fue establecido el premio Nobel, sólo 10 mujeres investigadoras lo han obtenido por sus aportes a la ciencia, dos en Química, dos en Física y seis en medicina.

La primera mujer en recibir el premio Nobel fue la legendaria Marie Sklodowska, mejor conocida como Marie Curie, quien en 1903 recibió el premio por sus investigaciones y logros en el campo de la física, y años más tarde, en 1911, sus descubrimientos en el campo de la química le dieron un segundo premio Nobel.

Marie Curie, la única integrante de este selecto grupo que en dos ocasiones ha ganado esa distinción, es también la madre de otra Nobel, Irene Curie. Ambas compartieron la gloria con sus respectivos esposos, quienes también eran investigadores.

Marie Curie: Nació en Varsovia, Polonia, el 7 de noviembre de 1867 y murió el 6 de julio de 1934.

Educación: Obtuvo el grado de Master en 1894 en la Sorbona, y el doctorado en 1903 en la Universidad de París.

Principales contribuciones: Definió la radiactividad, descubrió el radio y el polonio

Distinciones:

En 1903, premio Nobel en física.

En 1911, premio Nobel en química.

Para conocer un poco más sobre la vida de esta gran mujer, te presentaremos una breve semblanza.*

En el otoño de 1891 se matriculó en el curso de ciencias de la universidad parisiense de la Sorbona una joven polaca llamada Marie Sklodowska. Su llamativa cabellera, de color rubio cenizo, fue durante mucho tiempo el único rasgo distintivo de su personalidad. Demasiado tímida para hacer amistades entre sus compañeros franceses, se refugió dentro del círculo de sus compatriotas polacos. Consagrada enteramente al estudio, las condiciones en que vivía: escasos recursos económicos, ahorro de su trabajo como institutriz en Polonia y cantidades pequeñas que le enviaba su padre profesor de matemáticas, volvieron anémica a la muchacha.

Sin embargo, dominada por la pasión científica, mantenía, a los 26 años de edad, una decidida independencia personal. Entonces conoció a Pierre Curie, científico francés. Pierre tenía 35 años, era soltero y, al igual que Marie, estaba dedicado en cuerpo y alma a la investigación científica.

* Biografía escrita por Eve Curie, hija de Marie y Pierre Curie.

Desde su primer encuentro en un laboratorio, en el año 1894, ambos simpatizaron. Para Pierre Curie, la señorita Sklodowska era una personalidad desconcertante; le asombraba poder hablar con una joven tan encantadora en el lenguaje de la técnica y de las fórmulas más complicadas. Lo que fascinaba a Pierre no era sólo su devoción por el trabajo, sino su valor y nobleza de espíritu.

A los pocos meses, Pierre Curie le propuso matrimonio pero hubieron de pasar 10 meses antes de que Marie aceptara la propuesta.

La joven pareja estableció su hogar en un diminuto apartamento con estanterías de libros que decoraban las desnudas paredes; en el centro de la habitación tenían dos sillas y una gran mesa blanca, de madera. Sobre la cual tenían tratados de física, una lámpara de petróleo y un ramo de flores. Durante el segundo año de su matrimonio nació la primera hija, Irene.

Hacia finales de 1897, Marie había obtenido dos títulos universitarios y una beca. Su próxima meta era el doctorado. Al buscar un proyecto de investigación que le sirviera de tema para la tesis, se interesó vivamente por una reciente publicación del investigador francés Antoine Henri Becquerel, quien había descubierto que las sales de uranio emitían espontáneamente, sin exposición a la luz, ciertos rayos de naturaleza desconocida. El descubrimiento de Becquerel fascinó a los esposos Curie.

Mientras se hallaba enfrascada en el estudio de los rayos de uranio, Marie descubrió que los compuestos formados por otro elemento, el torio, también emitían espontáneamente rayos como los del uranio.

¿De dónde provenía esta radiación anormal? Marie Curie fue la primera en utilizar el término "radiactivo" para describir los elementos que emiten radiaciones cuando se descomponen sus núcleos; y concluyó que los minerales estudiados debían contener, aunque en pequeña cantidad, una sustancia radiactiva muchísimo más poderosa que el uranio y el torio. ¿Pero cuál era esa sustancia?

Marie y Pierre comenzaron separando y midiendo pacientemente la radiactividad de todos los elementos que contiene la pechblenda (mineral de uranio), pero a medida que fueron limitando el campo de su investigación, sus hallazgos indicaron la existencia de dos elementos nuevos en vez de uno. En el mes de julio de 1898 los esposos Curie pudieron anunciar el descubrimiento, Marie le dio el nombre de **polonio** en recuerdo de su amada Polonia.

En diciembre del mismo año revelaron la existencia de un segundo elemento químico nuevo, bautizándolo con el nombre de **radio**, elemento de enorme radiactividad. Pero nadie había visto el radio; nadie podía decir cuál era su peso atómico, tendrían que pasar cuatro años para que los esposos Curie pudieran probar la existencia del polonio y el radio.

Vestida con su vieja bata, donde el polvo y las salpicaduras de los ácidos marcaban claras huellas, suelto al viento el cabello y en medio de vapores que le atormentaban por igual ojos y garganta, trabajaba Marie con Pierre, en una barraca que no tenía suelo, unas desvencijadas mesas de cocina, un pizarrón y una estufa de hierro viejo.

Los Curie utilizaron análisis cualitativos para obtener cloruros de los elementos del mineral de uranio, por medio de cristalizaciones fraccionadas purificaron las sales y las detectaron usando un electrómetro inventado por Pierre.

Finalmente, en 1902, a los 45 meses de haber anunciado la probable existencia del radio, Marie había logrado, al fin, preparar un decigramo de radio puro, y determinar el peso atómico del nuevo elemento. Los químicos tuvieron que rendirse ante la evidencia de los hechos. A partir de aquel momento el radio existía oficialmente.

Los esposos Curie apremiados por sus dos ocupaciones, la enseñanza y la investigación científica, a menudo se olvidaban de comer y aún de dormir.

En noviembre de 1903, el Real Instituto de Inglaterra confirió a Pierre y a Marie una de sus más distinguidas condecoraciones: la Medalla de Davy. El siguiente reconocimiento público a su labor vino de Suecia. El 10 de diciembre de 1903, la Academia de Ciencias de Estocolmo anunció que el premio Nobel de física correspondiente a aquel año se dividiría entre Antoine Henri Becquerel (descubridor de la radiactividad) y los esposos Curie, por sus descubrimientos relacionados con la radiactividad, por el descubrimiento de los elementos radiactivos.

El 6 de diciembre de 1904 nació se segunda hija, [Eve, la autora de esta biografía]. El 19 de abril de 1906, muere Pierre al pasarle la rueda de un coche de caballos, desde ese momento Marie se convirtió en un ser incurablemente solo.

El 13 de mayo de 1906 el Consejo de la Facultad de Ciencias, por decisión unánime, otorgó a la viuda Curie la cátedra que había desempeñado su esposo en la Sorbona. Era esta la primera vez que se concedía tan alta posición en la enseñanza universitaria de Francia a una mujer.

En 1911, recibió un segundo premio Nobel, esta vez fue el de química, en reconocimiento a sus contribuciones al progreso de esta ciencia por el descubrimiento del radio y del polonio, por la obtención de radio puro y por los estudios químicos de los compuestos de radio.

La Sorbona y el Instituto Pasteur fundaron conjuntamente el Instituto Curie de Radio, una sección dedicada a las investigaciones biológicas y al estudio del tratamiento del cáncer y un laboratorio de radiactividad, dirigido por madame Curie, que fue hasta el final de su vida el centro de su existencia.

Marie siempre había desdeñado las precauciones que ella misma imponía estrictamente a sus discípulos y apenas se sometía a los exámenes de sangre que eran norma obligatoria en el Instituto del Radio; en mayo de 1934, víctima de un ataque de gripe, se vio obligada a guardar cama y ya no volvió a levantarse, la ciencia pronunció su fallo: los síntomas anormales, los extraños resultados de los análisis de sangre, que no tenían precedente, acusaban al verdadero asesino: la radiactividad.

El viernes 6 de julio de 1934, a mediodía, madame Curie fue enterrada en el cementerio de Sceaux, en una tumba inmediata a la de Pierre, sólo los parientes, los amigos y los colaboradores de su obra científica, que le profesaban entrañable afecto, asistieron al sepelio.

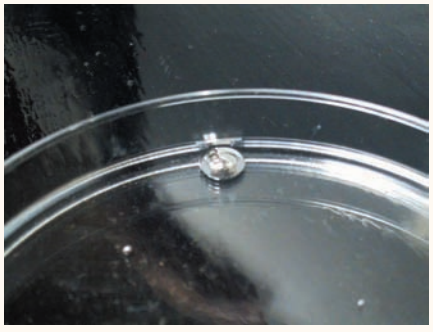
Explícalo tú: ¡Nada es lo que parece! o piense como científico

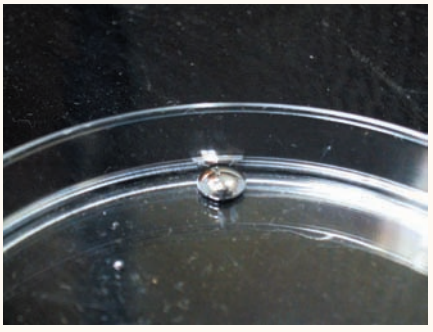
Experiencia de cátedra para el profesor

Antes de que lleguen los alumnos, coloque una caja Petri sobre la plataforma de un retroproyector. Añada una gota de mercurio dentro de la caja y agregue agua; cubra la caja para impedir que los alumnos vean su contenido. Permita que hagan sugerencias sobre lo que observan en la pantalla (es un ser vivo o no).

Agregue, al agua, cerca del mercurio, un gotero lleno de ácido nítrico concentrado. Permita que los alumnos hagan sus comentarios. Finalmente, agregue al agua cristales de dicromato de potasio.

Esta demostración debe enfocarse en las actividades que realiza un científico y cómo lo hace durante sus investigaciones.





(*Referencia*: *El discreto encanto de la química*, Irwin Tallesnick).

Capítulo 2

Sistema de medidas

La recolección de muestras sólo es la primera etapa en el estudio de la contaminación de ríos y lagos. Una vez reunidas, las muestras se llevan al laboratorio donde se analizan para buscar plaguicidas y desechos tóxicos. Sólo mediante el empleo de medidas exactas se puede comparar la pureza del agua durante un período de tiempo determinado.

Objetivos del capítulo 2

1. Definir la materia y explicar sus principales características (sección 2.1).
2. Ser capaz de usar el sistema métrico de medidas (sección 2.2).
3. Comprender el uso y el manejo de los dispositivos de medida para las diferentes características de la materia, incluida la temperatura (secciones 2.3 y 2.4).
4. Determinar las cifras significativas en un número y realizar operaciones matemáticas que correspondan, incluido el redondeo del resultado (secciones 2.5 y 2.6).
5. Utilizar las notaciones exponencial y científica y realizar las operaciones matemáticas que comprenden (sección 2.7).
6. Utilizar el análisis dimensional para la resolución de problemas y realizar las conversiones del sistema métrico, de temperaturas y de densidad (sección 2.8).
7. Definir el peso específico y utilizarlo en diferentes cálculos (sección 2.9).

Cuenta regresiva

Realice las operaciones matemáticas que se indican (si desea puede utilizar una calculadora). Si necesita ayuda, consulte el Apéndice II.

5. Sume:
$$\begin{array}{r} 32.15 \\ 7.42 \\ +\ 6.52 \\ \hline \end{array}$$
(46.09)

4. Reste:
$$\begin{array}{r} 17.64 \\ -\ 8.53 \\ \hline \end{array}$$
(9.11)

3. Multiplique: $18.0 \times 7.50 =$ (135)

2. Divida: $\frac{352}{11} =$ (32)

1. Divida: $\frac{2050}{25} =$ (82)

¿Cuántos kilómetros existen desde su casa hasta su escuela? ¿Cuántos mL de refresco contienen las latas de las máquinas vendedoras? ¿Cuánto mide su cintura?

Es muy probable que los seres humanos siempre hayan estado interesados en medir de alguna manera el mundo que los rodea. Los registros que datan de hace algunos miles de años muestran el tamaño de las posesiones de tierra, el número de cabezas de ganado y el peso de las cosechas recogidas por los miembros de generaciones anteriores. La química, con su enfoque en la composición de las sustancias que conforman el mundo, depende de un sistema de medición. Este capítulo considera las características básicas de la materia que los químicos miden y la manera en que llevan a cabo y utilizan estas mediciones.

2.1 La materia y sus características

La química se refiere a las sustancias que constituyen nuestro universo como **la materia**, todo lo que tiene masa y ocupa un espacio. Además, la materia tiene características medibles como el peso, la longitud, el volumen, la temperatura y la densidad.

Definimos la **masa** como la cantidad de materia contenida en un cuerpo específico. *La masa de un cuerpo es constante y no cambia,* ya sea que se mida en Colorado o en Nueva York, o incluso en la Luna. En contraste, el **peso** de un cuerpo es la *fuerza de atracción gravitacional* entre su masa y la del planeta o satélite en el cual se pesa. Por tanto, el lugar donde pesamos la materia afecta su peso. Por ejemplo, la Tierra no es esférica sino que tiene una ligera forma de pera y debido a que la atracción gravitacional entre la Tierra y un cuerpo varía con la distancia entre los centros de ambos, el peso del cuerpo varía ligeramente de acuerdo con el lugar en el que es medido. Un objeto que pesa 10 libras (lb) en el Polo Norte, sólo pesa 9 libras 15 onzas (oz) en el Ecuador —una diferencia de una onza. En la Luna, la baja atracción gravitacional hace que los objetos pesen menos que en la Tierra. Un objeto que pesa 10 libras en el Polo Norte sólo pesaría 1 libra 11 onzas en la Luna. Observe que en cada caso *no ha cambiado la masa del objeto,* únicamente *el peso* (la atracción del objeto por la Tierra).

La figura 2.1 resume las relaciones entre materia, masa y peso. Otras características de la materia también pueden variar de un objeto a otro, de un tiempo a otro y de un lugar

Materia Cualquier sustancia que tiene una masa y ocupa un espacio. Todo aquello que estructura el Universo.

Masa Cantidad de materia contenida en un cuerpo específico.

Peso Medida de la fuerza de atracción gravitacional entre la masa de un cuerpo y la masa del planeta o satélite en el cual se pesa.

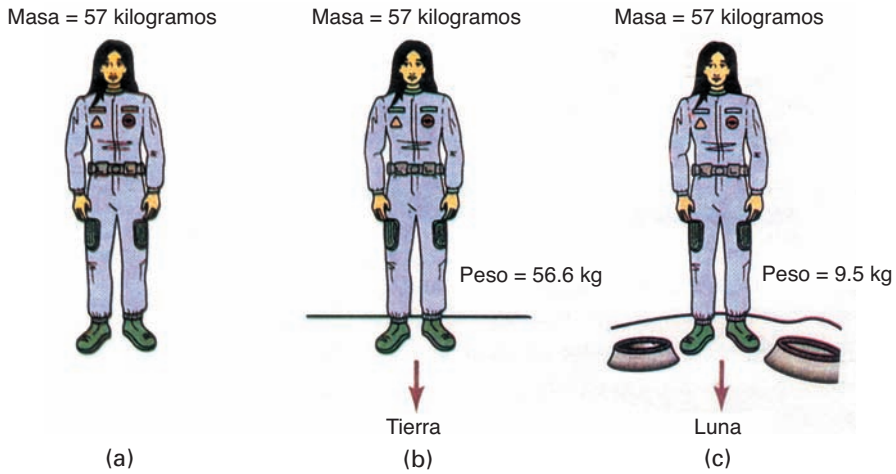


FIGURA 2.1
La masa y el peso: (a) un astronauta está compuesto por materia y tiene una masa que es una medida de la materia; (b) el mismo astronauta también tiene un peso que es una medida de la atracción gravitacional de la Tierra; (c) el mismo astronauta pesa menos en la Luna debido a que la gravedad de ésta es más débil. Observe que su masa no ha cambiado.

FIGURA 2.2
La madera balsa tiene una densidad inferior a la del plomo. Por tanto, un ladrillo de madera balsa será mucho más ligero que un ladrillo de plomo si ambos tienen el mismo volumen.

Volumen Espacio cúbico ocupado por la materia.

Temperatura Grado de calor de la materia.

a otro. Por ejemplo, dos vigas de acero idénticas en diferentes circunstancias podrían diferir en longitud. La materia llena un espacio, ocupa un *volumen.* El **volumen** de un bloque de madera —el espacio cúbico que ocupa se mide por la longitud multiplicada por el ancho y por la altura. También es posible medir el volumen de otros cuerpos. La **temperatura** de un objeto —sus grados de calor— asimismo puede variar de manera considerable, como podrá observar si se quema con el vapor de una plancha caliente o coloca su mano en la charola de cubos de hielo del congelador.

Densidad (*d*) Masa de una sustancia que ocupa un volumen unitario, expresada como la masa dividida entre el volumen.

Otra diferencia medible entre los objetos es su **densidad (*d*)**, la que se define como la masa de una sustancia que ocupa un volumen unitario, o

$$\textbf{densidad } (d) = \frac{\text{masa } (m)}{\text{volumen } (v)}$$

Como muestra la figura 2.2, puesto que la densidad toma en cuenta la masa y el volumen, dos objetos con el mismo volumen —un bloque de madera balsa y un ladrillo de plomo— pueden diferir grandemente en cuanto a masa y peso. Por tanto, tendrán diferentes densidades.

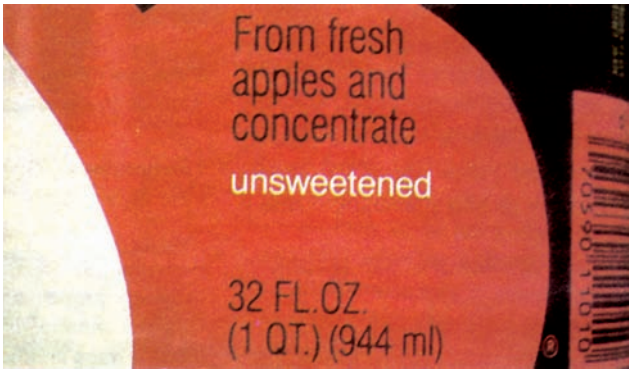
2.2 La medición de la materia: un enfoque sobre el sistema métrico

Sistema métrico Sistema de pesos y medidas en el que cada unidad es una décima, centésima, milésima, etc., de otra unidad: es el sistema estándar que se emplea en todos los países, excepto Estados Unidos, y se utiliza extensamente en el ámbito científico.

Es posible medir la masa, el peso, la longitud, el volumen y la densidad utilizando dos métodos: (1) las unidades del sistema inglés, y (2) el sistema métrico. Además, los científicos emplean un sistema denominado Sistema Internacional de Unidades (se abrevia SI a partir del francés *Système International*) que se basa en el sistema métrico y se describe en el Apéndice I. Las unidades inglesas (véase el Apéndice I), como son el pie (ft) y la libra (lb), se utilizan principalmente en la comunidad no científica de Estados Unidos. El **sistema métrico**, desarrollado en Francia en el siglo XIX, se utiliza en el resto del mundo (aún en el Reino Unido, Inglaterra) y en la comunidad científica internacional. Como se muestra en la figura 2.3, en Estados Unidos se está adoptando gradualmente el sistema métrico para asuntos empresariales y civiles. Por ejemplo, la industria química se encuentra actualmente en el proceso de conversión al sistema métrico para el embarque y la facturación de los productos químicos industriales.

(a)

(b)



(c)

Figura 2.3
El sistema métrico se está adoptando cada vez más incluso en Estados Unidos: (a) longitud. (Fotografía de William Felger/Grant Heilman); (b) volumen; (c) masa. (Dr. E. R. Degginger).

El sistema métrico tiene como unidades fundamentales el gramo (g), medida de masa; el litro (L), medida de volumen y el metro (m), medida de longitud. En este sistema, las unidades para la masa, el volumen y la longitud se expresan en múltiplos de 10, 100, 1000, 1,000,000 y así sucesivamente, de manera semejante a nuestro sistema monetario. Por ejemplo, el prefijo *centi* representa $\frac{1}{100}$ de la unidad métrica fundamental, de la misma manera que un centavo representa $\frac{1}{100}$ de nuestra unidad monetaria fundamental, el peso.

En la tabla 2.1 aparecen los prefijos utilizados para definir los múltiplos o fracciones de las unidades fundamentales, así como los múltiples específicos de las unidades métricas de la masa (gramo), el volumen (litro) y la longitud (metro). Usted deberá aprender estas unidades y sus equivalentes a fin de resolver problemas. Por ejemplo, 1,000,000 (10^6) g = 1 Mg, 1000 m = 1 km, 10 dg = 1 g, 100 cm = 1 m, 1000 mL = 1 L, 1,000,000 (10^6) μg = 1 g, 1,000,000,000 (10^9) nm = 1 m y 1,000,000,000,000 (10^{12}) pm = 1 m. Para una mejor idea de lo mucho o poco que representan estas unidades, la tabla 2.2 muestra el equivalente de las unidades inglesas de algunas medidas métricas comunes.

Clave del estudio: La abreviatura para *mega-* es **M**, mientras que la abreviatura para *mili-* es **m**.

TABLA 2.1 Algunas unidades métricas de masa, volumen y longitud

PREFIJO	NÚMERO DE UNIDADES BÁSICAS[a]		MASA	VOLUMEN	LONGITUD
mega-	1,000,000	(10^6)	megagramo (Mg)	Megalitro (ML)	megámetro (Mm)
kilo-	1000	(10^3)	kilogramo (kg)	kilolitro (kL)	kilómetro (km)
unidad básica		1	gramo (g)	litro (L)	metro (m)
deci-	0.1	(10^{-1})	decigramo (dc)	decilitro (dL)	decímetro (dm)
centi-	0.01	(10^{-2})	centigramo (cg)	centilitro (cL)	centímetro (cm)
mili-	0.001	(10^{-3})	miligramo (mg)	mililitro (mL)[b]	milímetro (mm)
micro-	0.000001	(10^{-6})	microgramo (μg)	microlitro (μL)	micrómetro (μm)
nano-	0.000000001	(10^{-9})	nanogramo (ng)	nanolitro (nL)	nanómetro (nm)
pico-	0.000000000001	(10^{-12})	picogramo (pg)	picolitro (pL)	picómetro (pm)

[a] La notación 10 $^{\text{número + o -}}$ se describe en la sección 2.7.
[b] El mililitro (mL) y el centímetro cúbico (cm^3 o cc) son exactamente equivalentes, puesto que 1 L = 1 dm^3 por definición:

$$1\ mL = 1\ cm^3\ (cc)$$

$$1\ L = 1\ dm^3$$

Clave del estudio: De la tabla 2.1 se tiene que un centi es igual a 0.01 de la unidad básica; por tanto, hay 100 centi en una unidad básica. Es igual que cuando decimos que un centavo es 0.01 de un peso y que hay 100 centavos en un peso. Un mili es igual a 0.001 de la unidad básica; por tanto, hay 1000 mili en una unidad básica. Un micro es igual a 0.000001 (10^{-6}) de la unidad básica; por tanto, hay 1,000,000 (10^6) micro en una unidad básica.

En el sistema métrico, las unidades de densidad que por lo general se utilizan para sólidos y líquidos son g/mL (g/cm^3) las unidades que se utilizan para los gases son g/L. La densidad tiene unidades de masa/volumen, y siempre que se exprese la densidad de una sustancia, deben darse también las unidades de masa y de volumen específicas. Por ejemplo, la densidad del agua es de 1.00 g/mL en el sistema métrico y de 1000 kg/m^3 en el SI. No basta expresar la densidad de una sustancia mediante un simple número sin unidades.

Si dos líquidos que no son solubles entre sí se colocan en el mismo recipiente, el líquido con densidad mayor tenderá a irse hacia la parte inferior y el líquido menos denso permanecerá en la parte superior. Un ejemplo de esto es el aceite y agua, como se muestra en la figura 2.4. Cuando se derrama petróleo en el océano, se forma una capa aceitosa.

TABLA 2.2 Algunos equivalentes del sistema métrico inglés

TIPO DE MEDIDA	SISTEMA INGLÉS		SISTEMA MÉTRICO
Masa	1.00 libras	⇔	454 gramos
Longitud	1.00 pulgadas	⇔	2.54 centímetros
	1.00 millas	⇔	1.61 kilómetros
	1.09 yardas	⇔	1.00 metro
Volumen	1.06 cuarto de gal	⇔	1.00 litro
	1.00 pinta	⇔	473 mililitros
	1 galón	⇔	3.79 litros

EJEMPLO 2.1 Calcule la densidad de un pieza de metal que tiene una masa de 25 g y ocupa un volumen de 6.0 mL.

RESULTADO

$$\frac{25\text{ g}}{6.0\text{ mL}} = 4.2\text{ g/mL} \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 2.1
Calcule la densidad de una pieza de metal que tiene un volumen de 8.0 mL y una masa de 58.4 g.

(7.3 g/mL)

FIGURA 2.4
Aceite y agua. La densidad del agua es mayor que la del aceite, por eso el agua se encuentra en la parte inferior y el aceite en la parte superior. Es lo que sucede cuando se derrama petróleo en el océano; se producen manchas aceitosas con el petróleo en la superficie.

2.3 Temperatura

No todas las características de la materia se miden con el sistema métrico. Para medir la temperatura se utilizan tres escalas de temperatura comunes:

1. Escala Fahrenheit (°F)*
2. Escala Celsius (anteriormente denominada *centígrada*) (°C)*
3. Escala Kelvin (K) (utilizada en el sistema SI)

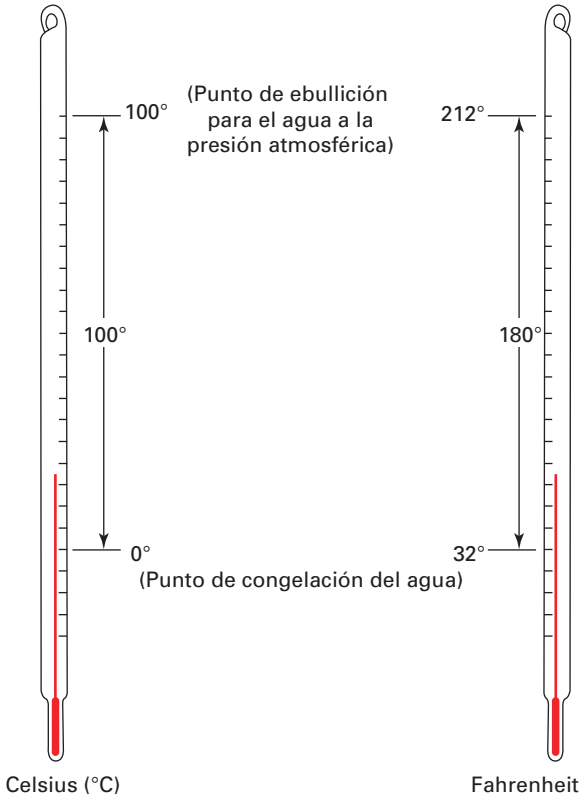


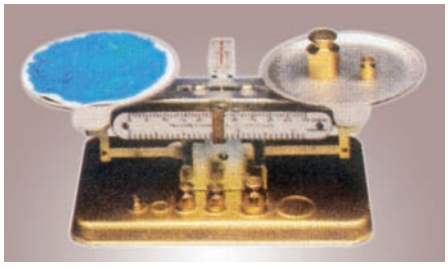
FIGURA 2.5
Comparacíon de las escalas Celsius y Fahrenheit.

* La IUPAC recomienda quitar el ° en grados F y C.

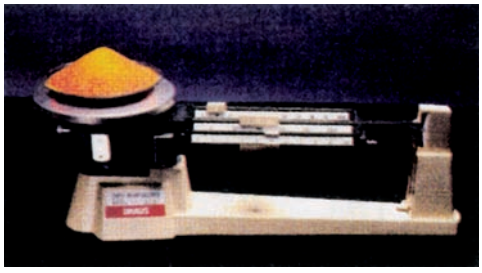
La escala Fahrenheit, llamada así en honor del físico alemán Gabriel Daniel Fahrenheit (1686-1736), es probablemente la más conocida en Estados Unidos. En esta escala, el punto de congelación del agua pura es 32° y el punto normal de ebullición, 212°. En la escala Celsius, que lleva el nombre del astrónomo sueco Anders Celsius (1701-1744), estos puntos corresponden a 0° y 100° respectivamente.

La escala Kelvin, así llamada en honor del físico y matemático británico William Thomson (1824-1907), quien posteriormente recibió el título de lord o barón Kelvin, consiste en una nueva escala cuyo punto 0 equivale a -273°C (con mayor exactitud, -273.15°C). El límite inferior de esta escala es, en teoría, cero, sin límite superior. La temperatura de algunas estrellas se calcula en varios millones de grados Kelvin.

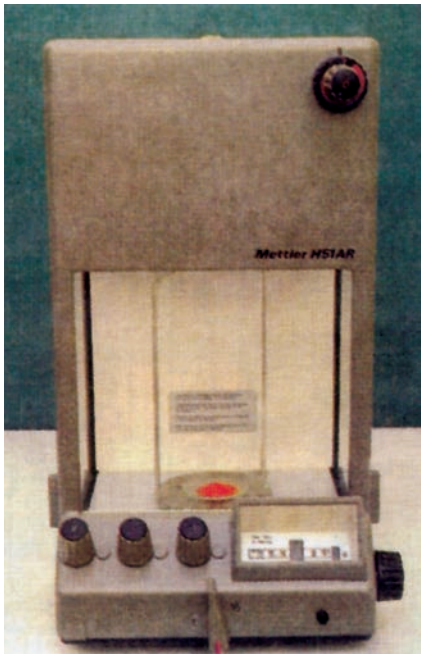
En la figura 2.5 se hace una comparación entre las escalas Fahrenheit y Celsius. En esta última hay 100° entre el punto de congelación (pc) y el punto de ebullición (pe) del agua; sin embargo, en la escala Fahrenheit esa diferencia es de 180°. Así, 180 divisiones Fahrenheit equivalen a 100 divisiones Celsius, o bien, hay 1.8° Fahrenheit para cada grado Celsius. Además, el punto de congelación del agua es 0° en la escala Celsius y 32° en la escala Fahrenheit.



(a)



(b)



(c)

(d)

FIGURA 2.6
Medición de la masa: (a) balanza de plataforma: observe el objeto con peso desconocido (sólido de la izquierda) y los objetos conocidos (pesas de latón); (b) balanza de flecha triple; (c) balanza monoplato. Medición del peso: (d) báscula de resorte.

2.4 Instrumentos de medición

Para medir la materia, los químicos se apoyan en diversos instrumentos que emplean unidades métricas y escalas de temperatura. Para medir la masa utilizan balanzas como las que se muestran en la figura 2.6, a y b. En estas balanzas, el cuerpo cuya masa se va a "medir" se coloca sobre el platillo izquierdo y los objetos de masa conocida ("pesas") se colocan sobre el platillo derecho o se deslizan sobre la escala para equilibrar el cuerpo desconocido. La masa del cuerpo desconocido y las masas de las pesas se encuentran en equilibrio cuando el indicador llega al centro de la escala. Una balanza funciona según el mismo principio que interviene cuando usted equilibra un lápiz sobre su dedo. Cuando se alcanza el equilibrio, la fuerza de gravedad actúa de la misma manera sobre las masas conocidas (pesas) y el objeto desconocido. Como resultado, la *masa* del objeto será la misma, independientemente del lugar donde se mida.

En la figura 2.6c se muestra una balanza moderna en la que se coloca una muestra sobre el platillo; la masa genera una pequeña corriente eléctrica que se mide y se puede utilizar para determinar la masa del objeto. Estas balanzas son prácticas y rápidas y se utilizan ampliamente.

Los dinamómetros de resorte, como el que se muestra en la figura 2.6d, sirven para determinar el *peso* de un cuerpo. El cuerpo que se va a pesar se une a un gancho, y esto hace que el resorte se alargue. El alargamiento del resorte depende de la atracción gravitacional del planeta o del satélite en el cual se pesa el cuerpo. Es muy probable que usted haya utilizado ya una báscula de resorte para conocer el peso en la tienda de abarrotes. También los pescadores utilizan básculas de resorte para medir el peso de su captura.

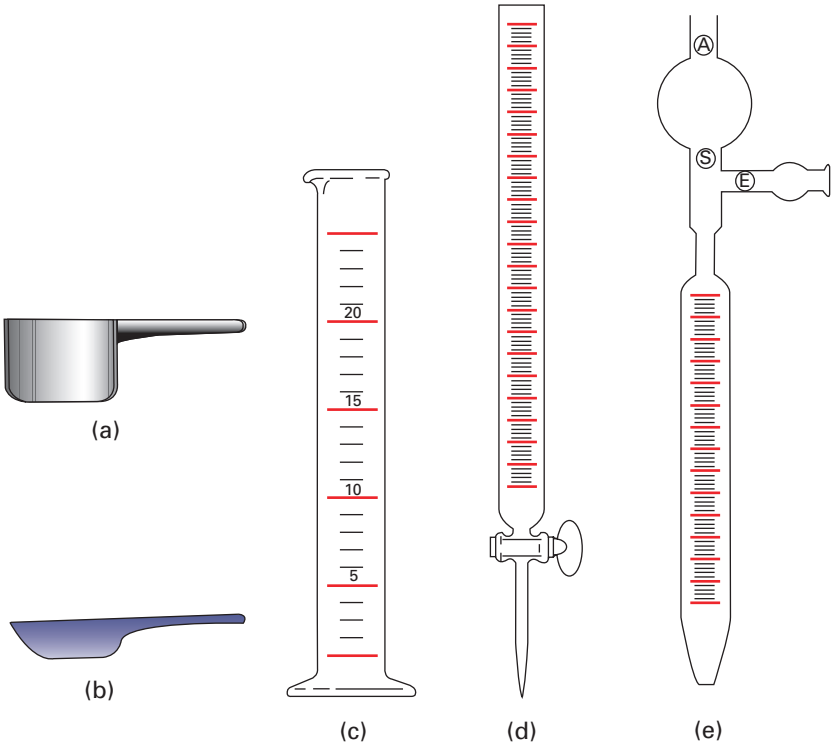


FIGURA 2.7
Medición del volumen: (a) taza de medir, (b) cuchara de medir, (c) probeta graduada, (d) bureta, (e) pipeta unida a un llenador de pipetas.

FIGURA 2.8
Medición de la longitud en centímetros (cm) o en pulgadas (pulg) mediante una regla.

En química se utiliza mucho la balanza, con ella medimos la *masa* de un cuerpo. Lamentablemente, los términos "masa" y "peso" se emplean de manera indistinta, pero si se utiliza una balanza, el término correcto es "masa".

Otras propiedades de la materia requieren el uso de otros instrumentos de medición. Es probable que usted haya utilizado una tasa o cuchara de medición (véase la figura 2.7, a y b) al cocinar o al tomar algún medicamento líquido. Los líquidos miden los volúmenes utilizando *probetas, buretas y pipetas graduadas* (véase la figura 2.7, c, d y e). Usted puede medir la longitud en pulgadas o pies, pero los químicos miden la longitud en centímetros o en metros (véase la figura 2.8). La temperatura se mide por lo general con un termómetro. Puesto que la densidad depende de la masa, el volumen y la temperatura de un objeto, para medir la densidad se requieren balanzas; medidas de volumen, como son los cilindros, y termómetros.

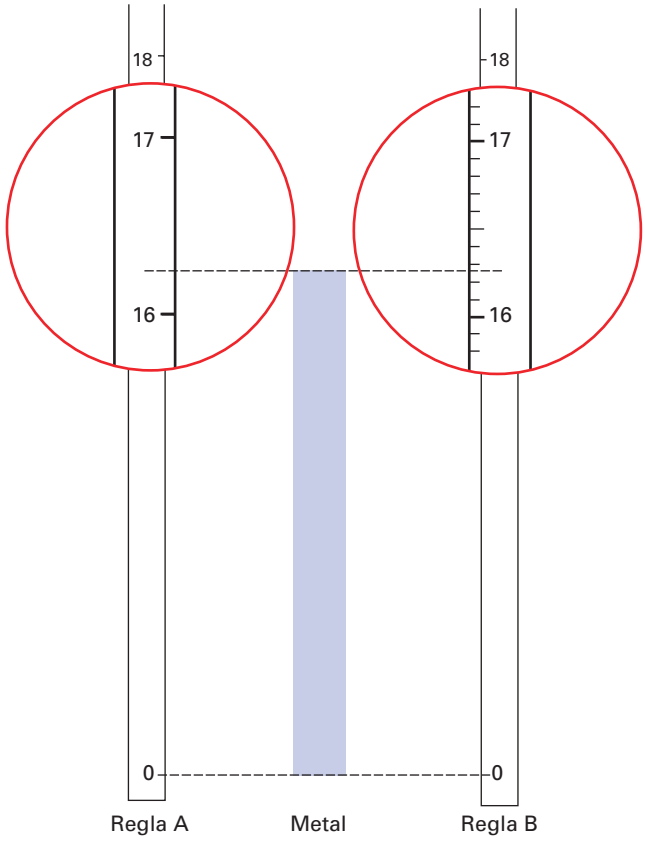
2.5 Cifras significativas

Cifras significativas En una medición, los dígitos que se conocen como precisos, junto con un dígito final en torno al cual existe alguna incertidumbre.

Al practicar las mediciones, los químicos necesitan ser precisos. No obstante casi cualquier medición tiene límites de precisión (exactitud). En una medición, los dígitos considerados precisos (exactos), junto con un dígito final en torno al cual existe alguna incertidumbre, son conocidos como **cifras significativas.** El número de cifras significativas que contiene una medición depende de la naturaleza del instrumento que se utiliza para medir.

Por ejemplo, suponga que medimos una tira de metal utilizando dos reglas como se muestra en la figura 2.9. En la regla A podemos calcular la longitud como $16\frac{1}{5}$ (16.12)

FIGURA 2.9
Medición de una pieza de metal. Amplificación de una parte de la escala en centímetros de ambas reglas.



centímetros. En la regla B, podríamos estimar que la longitud es de 16.26 centímetros. En ambos casos, el último dígito, 2 en 16.2 y 6 en 16.26, es incierto pero significativo.

Para determinar el número de cifras significativas en una medición, podemos seguir ciertas reglas.

Reglas para las cifras significativas

1. *Dígitos diferentes de cero:* 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8 y 9 son *siempre* significativos.

6.2	dos cifras significativas
16.2	tres cifras significativas
16.26	cuatro cifras significativas

2. *Ceros a la izquierda:* los ceros que aparecen al inicio de un número *nunca* son significativos puesto que sólo actúan para ajustar la posición del punto decimal en un número menor que uno.

0.564	tres cifras significativas
0.0564	cuatro cifras significativas

3. *Ceros confinados:* los ceros que aparecen entre números diferentes de cero son *siempre* significativos.

104	tres cifras significativas
1004	cuatro cifras significativas

4. *Ceros a la derecha:* los ceros al final de un número son significativos *sólo* si el número (a) contiene un punto decimal, *o* (b) contiene una barra en la parte superior.

154.00	cinco cifras significativas
154.0	cuatro cifras significativas
15.40	cuatro cifras significativas
1540.	cuatro cifras significativas
$56\overline{000}$	cinco cifras significativas
$56\overline{00}$	cuatro cifras significativas
$56\overline{0}0$	tres cifras significativas

EJEMPLO 2.2 Determine el número de cifras significativas en los siguientes números:

Número	Respuesta [regla(s)]	Número	Respuesta [regla(s)]
a. 747	3 (1)	**g.** 7065	4 (1, 3)
b. 1011	4 (1,3)	**h.** 0.604	3 (1, 2, 3)
c. 3.50	3 (1, 4a)	**i.** 10.04	4 (1, 3)
d. 0.056	2 (1, 2)	**j.** 122.0	4 (1, 4a)
e. $35\overline{0}$	3 (1, 4b)	**k.** 7.0200	5 (1, 3, 4a)
f. 6.02	3 (1, 3)		

Ejercicio de estudio 2.2

Determine el número de cifras significativas en los siguientes números:

a. 123 (3) **b.** 0.074 (2)
c. 707 (3) **d.** $7\overline{0}$ (2)

¿Cuántas cifras significativas hay en 85 mil millones de hamburguesas? (Véase la figura 2.10). Resuelva los problemas 5 y 6.

FIGURA 2.10
¡85,000,000,000 hamburguesas servidas! ¿Cuántas cifras significativas hay en este número?

2.6 Operaciones matemáticas que contienen cifras significativas

En algunos casos, el uso de cifras significativas genera problemas interesantes. Por ejemplo, supongamos que queremos expresar hasta tres cifras significativas en el porcentaje de agua existente en una muestra de materia y nuestra calculadora indica 64.06392. ¿Qué pasa si obtenemos mediciones con diferente número de cifras significativas? Por fortuna, los científicos cuentan con ciertas reglas sencillas que podemos utilizar en estas situaciones.

Redondeo de cifras

El redondeo es un método para tratar estas cifras significativas. Usted utiliza el redondeo constantemente en su vida cotidiana. Cuando dice que cuenta con 100 pesos en el banco, ¿en realidad tiene 100 pesos? No sólo ha calculado y redondeado su medición a uno o dos cifras significativas. Es posible que haya aprendido a redondear números en la escuela. Los químicos utilizan mucho el mismo planteamiento pero también deben admitir cifras no significativas, para lo cual tenemos cuatro reglas:

Reglas para el redondeo

1. Si la primera cifra no significativa es *menor* que 5, descártela y la última cifra significativa permanece igual. De esta manera, 47.21 es igual a 47.2, con tres cifras significativas.
2. Si la primera cifra no significativa es *mayor* que 5 o *es* 5 seguida por *números diferentes de 0*, descarte la(s) cifra(s) no significativa(s) e incremente la última cifra significativa en uno. Entonces, tanto 47.26 como 47.252 son iguales a 47.3, con tres cifras significativas.
3. Si la primera cifra significativa es 5 y está seguida por ceros, descarte el 5 y
   a. aumente la última cifra significativa *en uno si es impar,* o
   b. deje la última cifra significativa *igual si es par.* De esta manera 47.250 es igual a 47.2 para tres cifras significativas, y 47.350 es igual a 47.4.
4. Las cifras no significativas a la *izquierda del punto decimal no se descartan pero se sustituyen por ceros.* De esta manera, 1,781 queda como 1,780 y no como 178 cuando se redondea para tres cifras significativas. De la misma manera, 25,369 es igual a 25,400 (no 254) para tres cifras significativas.

EJEMPLO 2.3 Redondee los siguientes números a tres cifras significativas.

Número	Respuesta [regla(s)]	Número	Respuesta [regla(s)]
a. 462.2	462 (1)	**g.** 1248	1250 (2, 4)
b. 453.6	454 (2)	**h.** 12.750	12.8 (3)
c. 474.50	474 (3)	**i.** 0.027650	0.0276 (3)
d. 687.54	688 (2)	**j.** 0.027654	0.0277 (2)
e. 687.50	688 (3)	**k.** 0.027750	0.0278 (3)
f. 688.50	688 (3)	**l.** 93,483,291	93,500,000 (2, 4)

Ejercicio de estudio 2.3
Redondee los siguientes números a tres cifras significativas
a. 7.268 (7.27) **b.** 4.365 (4.36)

Matemáticas sencillas

El redondeo puede ayudarle a obtener el número correcto de dígitos. Sin embargo, lo que es "correcto" depende de las reglas sobre adición, sustracción, multiplicación y división de números.

Regla para la adición y la sustracción

En la adición y en la sustracción, *la respuesta no debe abarcar un espacio menor* (esto es, decimal, unidades, decenas, etc.) *que el del número con el espacio más pequeño.*

La suma de

$$\begin{array}{rr} & 25.\mathbf{1} \\ + & 22.11 \\ \hline \text{es} & 47.21 \end{array}$$

pero la respuesta debe expresarse sólo hasta abarcar el puesto decimal de las decenas, porque el puesto decimal de las decenas es el espacio más pequeño en el número 25.1; por tanto, la respuesta es 47.2. De la misma manera, la diferencia

$$\begin{array}{rr} & 4.732 \\ - & 3.6\mathbf{2} \\ \hline \text{es} & 1.112 \end{array}$$

pero la respuesta debe expresarse sólo hasta abarcar el puesto decimal de las centenas debido a que el lugar decimal de las centenas es el lugar más pequeño en el número 3.62; por tanto, la respuesta es 1.11.

La razón detrás de esta regla es sencilla: el valor de un lugar decimal no medido, como puede ser el puesto decimal de los centésimos en 25.1 y el de los milésimos en 3.62, puede ser tan pequeño como cero y tan grande como 9.

Clave del estudio: Para la adición y la sustracción consideramos los *lugares*.

Regla para la multiplicación y la división

En la multiplicación y en la división, *la respuesta no debe contener más cifras significativas que el número menor de cifras significativas de los números utilizados en la multiplicación o división.*

El producto de

$$\begin{array}{r} 17.21 \\ \times 11.1 \\ \hline 191.031 \end{array}$$

es

pero la respuesta se debe expresar sólo hasta abarcar tres cifras significativas puesto que 11.1 tiene sólo tres cifras significativas; por tanto, la respuesta es 191.

El cociente es

$$\frac{26.32}{2.23} = 11.80269$$

Clave del estudio: Para la multiplicación y la división consideramos las *cifras significativas*.

pero la respuesta nuevamente se debe expresar sólo hasta abarcar tres cifras significativas ya que 2.23 tiene sólo tres cifras significativas; por tanto, la respuesta es 11.8.

EJEMPLO 2.4

Realice las operaciones matemáticas indicadas y exprese la respuesta con el número adecuado de cifras significativas.

a. 17.8 + 14.73 + 16

RESULTADO El espacio más pequeño es el lugar de las unidades en el número 16, por tanto debemos expresar la respuesta sólo con las unidades.

$$\begin{array}{l} 17.8 \\ 14.73 \\ \underline{16} \quad \longleftarrow \text{ número con el espacio más pequeño} \\ 48.53 \qquad 49 \qquad \textit{Respuesta} \end{array}$$

Redondeado a unidades, 48.53 es 49.

b. 0.647 + 0.03 + 0.31

Clave del estudio: En la adición y en la sustracción consideramos los *lugares, no así* las cifras significativas.

RESULTADO El espacio más pequeño es el puesto decimal de los centésimos en los números 0.03 y 0.31; exprese la respuesta hasta abarcar el puesto decimal de los centésimos.

$$\begin{array}{l} 0.647 \\ 0.03 \longleftarrow \\ \underline{0.31} \longleftarrow \text{ números con el espacio más pequeño} \\ 0.987 \qquad 0.99 \qquad \textit{Respuesta} \end{array}$$

Redondeado a centésimos, 0.987 es 0.99.

c. 14.72 − 6.8

RESULTADO El espacio más pequeño es el espacio decimal de los décimos en el número 6.8; por tanto, debemos expresar la respuesta hasta abarcar el puesto decimal en los décimos.

$$\begin{array}{l} 14.72 \\ \underline{-6.8} \quad \longleftarrow \text{ número con el espacio más pequeño} \\ 7.92 \qquad 7.9 \qquad \textit{Respuesta} \end{array}$$

Redondeado a décimos, 7.92 es 7.9

d. $24.78 - 0.065$

RESULTADO El espacio más pequeño es el puesto decimal de los centésimos en el número 24.78; debemos expresar la respuesta hasta abarcar el puesto decimal de los centésimos.

$$\begin{array}{r} 24.78 \longleftarrow \text{número con el espacio más pequeño} \\ -0.065 \\ \hline 24.715 \end{array} \qquad 24.72 \qquad \textit{Respuesta}$$

Redondeado a centésimos, 24.715 es 24.72.

e. 752×13

RESULTADO El número con la menor cantidad de cifras significativas es 13, que sólo tiene dos; por tanto, la respuesta debe tener no más de dos cifras significativas.

$$752 \times 13 = 9776 \qquad 9800 \qquad \textit{Respuesta}$$

Redondeado a dos cifras significativas, 9776 es 9800, no 98. (Véase la regla 4.)

f. 0.02×47

RESULTADO La cifra con el menor número de cifras significativas es 0.02, que sólo tiene uno; por tanto, debemos expresar la respuesta con sólo una cifra significativa.

$$47 \times 0.02 = 0.94 \qquad 0.9 \qquad \textit{Respuesta}$$

Redondeado a una cifra significativa, 0.94 es 0.9.

g. $\dfrac{181.8}{75}$

RESULTADO La cantidad con el menor número de cifras significativas es 75, que tiene dos; por tanto, debemos expresar la respuesta con no más de dos cifras significativas.

$$\frac{181.8}{75} = 2.424, \text{ con calculadora}$$

Redondea a dos cifras significativas, 2.424 es 2.4. *Respuesta*

h. $\dfrac{13.65}{2.26}$

RESULTADO La cantidad con el menor número de cifras significativas es 2.26, que sólo tiene tres; debemos expresar con no más de tres cifras significativas.

$$\frac{13.65}{2.26} = 6.039823, \text{ con calculadora}$$

Redondeado a tres cifras significativas, 6.039823 es 6.04. *Respuesta*

i. $\dfrac{9.74 \times 0.12}{1.28}$

RESULTADO La cantidad con el menor número de cifras significativas es 0.12, que tiene dos; por tanto, debemos expresar la respuesta con dos cifras significativas.

$$\frac{9.74 \times 0.12}{1.28} = 0.1913125, \text{ con calculadora}$$

Redondeado a dos cifras significativas, 0.913125 es 0.91 *Respuesta*

Clave del estudio: Al redondear 24.715 a los espacios de las centésimas, seguimos la regla número 3, es decir, la regla para las cifras no significativas que terminan en 5.

Como puede ver, si usted estudia química deberá realizar una gran cantidad de adiciones, sustracciones, multiplicaciones y divisiones. Una calculadora manual económica y sencilla hará estas tareas mucho más simples. Su profesor podrá darle alguna sugerencia acerca del modelo más adecuado; de lo contrario, adquiera aquella que cuente con las funciones básicas $+$, $-$, $\times$, $\div$ y $\sqrt{}$. También sería muy útil que su calculadora realizara las funciones de log x y y^x. El Apéndice II le ayudará a aprender el manejo de su calculadora.

Una regla especial: precisión en un resultado

Números exactos Números para mediciones que se conocen con precisión y que pueden tener tantas cifras significativas como el cálculo lo requiera; por tanto, no se les utiliza para determinar el número de cifras significativas de una respuesta.

A veces, un cálculo comprende un número exacto. Los **números exactos** son los que se conocen con precisión y pueden tener tantas cifras significativas como el cálculo lo requiera, por tanto, *no* se los utiliza para determinar el número de cifras significativas de una respuesta.

El más común de estos casos es cuando *se ha definido* una relación con precisión *y no se ha hecho una medición.* Por ejemplo, un pie tiene exactamente 12 pulgadas. Por tanto, en los cálculos podemos expresar un pie como 12 pulg, 12.0 pulg, 12.00 pulg, 12.000 pulg y así sucesivamente, utilizando tantas cifras significativas como sea necesario para concordar con los otros números en nuestros cálculos.

Ejercicio de estudio 2.4

Realice las operaciones matemáticas que se indican y exprese la respuesta con el número adecuado de cifras significativas.

a. $23.452 + 2.73 + 0.7$ (26.9)

b. 62.1×0.3424 (21.3)

Resuelva los problemas del 7 al 10.

2.7 Exponentes, notación exponencial y notación científica

Precisión Medida de la concordancia de mediciones iguales entre sí.

Exactitud Se refiere a qué tanto las mediciones individuales se acercan al valor correcto o "verdadero".

Además de la necesidad de **precisión** y de **exactitud**, los científicos requieren a menudo de la utilización de números extremadamente grandes o extremadamente pequeños y prefieren la manera más fácil para expresarlos (véase la figura 2.11). Para la mayoría de la gente es más rápido leer 5.6 mil millones de personas en el mundo que contar los ceros en 5,600,000,000. Se entiende más fácilmente si se dice que Estados Unidos conforma cerca del 4.7% de esta población que si la relación se expresa como un factor de 0.047 de los seres vivientes. Los científicos utilizan una forma aún más condensada para expresar los números por medio de los exponentes.

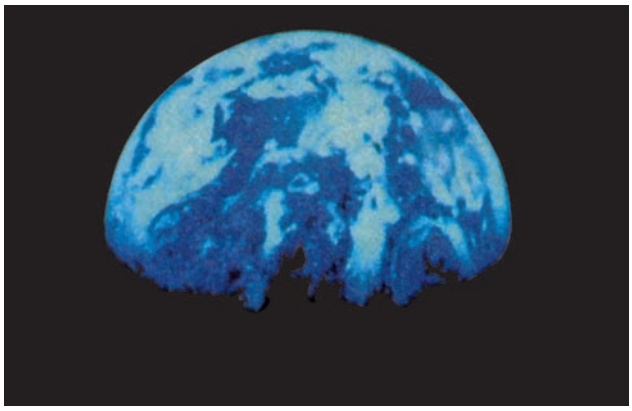
Exponente Número entero o símbolo que aparece escrito sobra una base e indica el número de veces que la base se ha de multiplicar por sí misma.

Un **exponente** es un número entero o símbolo que se escribe como un índice para otro número o símbolo, la *base*, y determina el número de veces que esa base se ha de multiplicar por sí misma. Por ejemplo,

$$10^6 = 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 = 1{,}000{,}000$$

$$5^3 = 5 \times 5 \times 5 = 125 \textbf{ (exacto)}$$

$$23^2 = 23 \times 23 = 529 \textbf{ (exacto)}$$



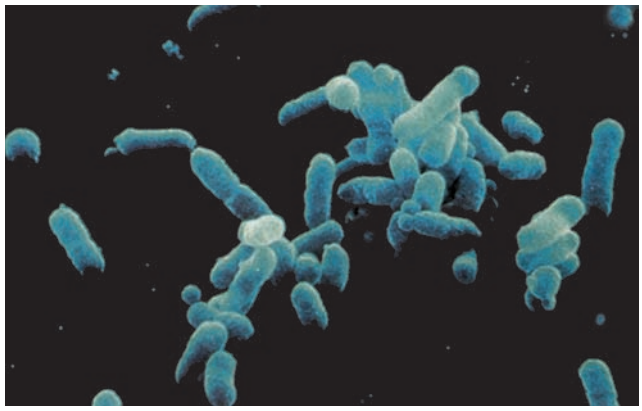


FIGURA 2.11
Notación científica. (a) Distancia media a la Luna desde la Tierra, 3.8×10^5 kilómetros. (b) Bacteria, longitud 10^{-6} metros.

De la misma manera, los números muy pequeños (menores que 1) se expresan con exponentes negativos. Por ejemplo,

$$10^{-6} = \tfrac{1}{10} \times \tfrac{1}{10} \times \tfrac{1}{10} \times \tfrac{1}{10} \times \tfrac{1}{10} \times \tfrac{1}{10}$$

$$= \tfrac{1}{1{,}000{,}000} = 0.000001$$

$$5^{-3} = \tfrac{1}{5} \times \tfrac{1}{5} \times \tfrac{1}{5} = \tfrac{1}{125} = 0.008 \text{ (exacto)}$$

$$23^{-2} = \tfrac{1}{23} \times \tfrac{1}{23} = \tfrac{1}{529} = 0.00189036$$

Al número de veces que se repite una base se le denomina la *potencia de la base.* Así, es posible expresar 10^6 como "10 elevado a la sexta potencia" y 10^{-6} como "10 a la sexta potencia negativa".

Los químicos y otros científicos utilizan exponentes positivos y negativos, específicamente de 10, para escribir números grandes y pequeños en notación exponencial. La **notación exponencial** expresa cualquier número como un producto de dos números, uno decimal y el otro una potencia de 10. Por ejemplo, la notación exponencial para 241,000 es 2.41×10^5 con 2.41 como el decimal y 10^5 como la potencia de 10. También podría ser 24.1×10^4, pero como veremos más adelante, 2.41×10^5 es la forma utilizada en la ciencia. La tabla 2.3 contiene los valores de algunas potencias de 10.

Notación exponencial Forma de expresión matemática en la que un número se expresa como el producto de dos números, uno de los cuales es un decimal y el otro una potencia de 10.

Al expresar un número en notación exponencial pueden serle útiles las siguientes pautas:

- ✔ Un exponente positivo significa que es un número *mayor* que uno. Un exponente negativo se refiere a un número *menor* que uno.
- ✔ El exponente es igualo al *número de lugares* que se recorre el punto decimal.
- ✔ Cuando se cambia un número desplazando el punto decimal hacia la *izquierda* de su posición original resulta un exponente *positivo*. Al cambiar un número desplazando el punto decimal hacia la *derecha* de su posición original resulta un *exponente negativo*.

TABLA 2.3
Potencias de 10

1000	$= 10^3$
100	$= 10^2$
10	$= 10^1$
1	$= 10^0$
$\frac{1}{10}$	$= 10^{-1}$
$\frac{1}{100} = 0.01$	$= 10^{-2}$
$\frac{1}{1000} = 0.001$	$= 10^{-3}$

EJEMPLO 2.5 Exprese la población mundial calculada en aproximadamente 5,600,000,000 de personas (o 5,600,000,000) en notación exponencial utilizando 5.6 como decimal

RESULTADO El punto decimal en 5,600,000,000 se debe mover *nueve* lugares hacia la *izquierda* para convertir 5,600,000,000 a 5.6.

5,600,000,000

987 654 321

Puesto que el decimal fue desplazado *nueve* lugares hacia la *izquierda*, el exponente es +9. Por tanto, 5,600,000,000 es equivalente a 5.6×10^9. *Respuesta*

EJEMPLO 2.6 Exprese el factor de población de Estados Unidos en relación con la población mundial, 0.047, en notación exponencial, utilizando 4.7 como decimal.

RESULTADO El punto decimal en 0.047 se debe desplazar *dos* lugares hacia la *derecha* para convertir 0.047 a 4.7.

0.047

12

Puesto que el decimal se desplazó *dos* lugares hacia la *derecha*, el exponente es –2. Por tanto, 0.047 es equivalente a 4.7×10^{-2}. *Respuesta*

Resuelva los problemas del 11 y 12.

Ejercicio de estudio 2.5
Exprese 0.000755 como 7.55×10^n. (7.55×10^{-4})

Notación científica

Notación científica Forma de notación exponencial en la que la parte decimal debe tener exactamente un dígito diferente de cero a la izquierda del punto decimal; es utilizada ampliamente por los científicos.

La notación científica es una forma más sistemática de notación exponencial. En la **notación científica**, la parte decimal debe tener *exactamente un* dígito diferente de cero a la izquierda del punto decimal. Por tanto, en lugar de escribir 31.0×10^6, escribimos 3.10×10^7 para expresar 31 millones en notación científica.

EJEMPLO 2.7 Exprese la siguiente notación científica con tres cifras significativas.

Número	Respuesta	
a. 6,780,000	6.78×10^6	Mueva el punto decimal seis lugares a la izquierda.
b. 2170	2.17×10^3	Mueva el punto decimal tres lugares a la izquierda.
c. 0.0756	7.56×10^{-2}	Mueva el punto decimal dos lugares a la derecha.
d. 10.7	1.07×10^1	Mueva el punto decimal un lugar a la izquierda.

Ejercicio de estudio 2.6
Exprese la siguiente notación científica con tres cifras significativas:

Resuelva los problemas del 13 al 15.

a. 0.00000345 (3.45×10^{-6})
b. 7,297,000 (7.30×10^6)

Operaciones matemáticas que contienen notación exponencial

Las notaciones exponencial y científica facilitan no sólo la expresión de números muy grandes o muy pequeños, sino también el manejo matemático de estos números. Sólo necesitamos seguir algunas reglas generales.

Regla para la adición y sustracción de números exponenciales

Para la adición y sustracción de números exponenciales primero exprese *cada* cantidad en la *misma potencia de 10*. Luego sume o reste los decimales en la forma acostumbrada y registre las potencias de 10. Es decir, la potencia de 10 *no* cambia en este punto.

Por ejemplo, para sumar 6.35×10^5 y 1.56×10^4, primero convierta el segundo número a 0.156×10^5. Después sume y redondee los decimales ($6.35 + 0.156 = 6.51$) y registre las potencias de 10 para obtener 6.51×10^5.

EJEMPLO 2.8 Realice las operaciones indicadas en los siguientes números exponenciales:

a. $3.40 \times 10^3 + 2.10 \times 10^3$

RESULTADO Ambos números tienen la misma potencia de 10 (10^3); por tanto, podemos sumarlos:

$$\begin{array}{r} 3.40 \times 10^3 \\ \underline{2.10 \times 10^3} \\ 5.50 \times 10^3 \end{array}$$ *Respuesta*

b. $4.20 \times 10^{-3} + 1.2 \times 10^{-4}$

RESULTADO Para sumar estos números, primero conviértalos a la *misma potencia de 10*. El número 1.2×10^{-4} se convierte en 0.12×10^{-3}, de acuerdo con las normas. Ahora podemos sumar estos dos números.

$$\begin{array}{r} 4.20 \times 10^{-3} \\ \underline{0.12 \times 10^{-3}} \\ 4.32 \times 10^{-3} \end{array}$$ *Respuesta*

Clave del estudio: Observe que la potencia de 10 *permanece igual* en la respuesta.

Regla para la multiplicación y división de los números exponenciales

Para la multiplicación o división de números exponenciales, el único requisito es que los números se deben expresar con la misma *base*, que es 10 en la notación exponencial. En la multiplicación, multiplique los decimales en la forma convencional pero *sume* en forma algebraica los *exponentes* de la base 10. En la división, divida los decimales en la forma convencional y *reste* en forma algebraica los *exponentes* de la base 10.

Por ejemplo, para multiplicar 9.2×10^3 por 6.4×10^2, primero multiplique y redondee los decimales ($9.2 \times 6.4 = 59$). Después sume algebraicamente los exponentes de la base $10^{(3+2)}$. El resultado es 59×10^5 o 5.9×10^6 en notación científica.

Para dividir estos números, primero divida y redondee los decimales (9.2 dividido entre 6.4 es 1.4). Después reste algebraicamente los exponentes de la base $10^{(3-2)}$. El resultado es 1.4×10^1.

EJEMPLO 2.9 Realice las operaciones indicadas en los números exponenciales siguientes:

a. $1.70 \times 10^6 \times 2.40 \times 10^3$

RESULTADO Multiplique los decimales y luego sume los exponentes en forma algebraica.

$$(1.70 \times 2.40)(10^6 \times 10^3) = 4.08 \times 10^{6+3} = 4.08 \times 10^9$$ *Respuesta*

b. $1.70 \times 10^6 \times 2.40 \times 10^{-3}$

RESULTADO

$$(1.70 \times 2.40)(10^6 \times 10^{-3}) = 4.08 \times 10^{6-3} = 4.08 \times 10^3$$ *Respuesta*

c. $\dfrac{2.40 \times 10^5}{1.30 \times 10^{-3}}$

RESULTADO Divida los decimales y luego reste los exponenes en forma algebraica.

$$\frac{2.40 \times 10^5}{1.30 \times 10^3} = \frac{2.40}{1.30} \times \frac{10^5}{10^3} = 1.85 \times 10^{5-3} = 1.85 \times 10^2$$ *Respuesta*

d. $\dfrac{2.40 \times 10^5}{1.30 \times 10^{-3}}$

RESULTADO

$$\frac{2.40 \times 10^5}{1.30 \times 10^{-3}} = \frac{2.40}{1.30} \times \frac{10^5}{10^{-3}}$$
$$= 1.85 \times 10^{5-(-3)} = 1.85 \times 10^{5+3} = 1.85 \times 10^8$$ *Respuesta*

Clave del estudio: Algunas calculadoras con más funciones mueven el punto decimal de manera automática. Introduzca 8.12 y luego oprima la tecla EE↓ seguida por 5 como exponente para desplegar 8.2 05; después, oprima la tecla $\sqrt{x}$ para desplegar 9.0554 02. La respuesta redondeada es 9.1×10^2.

Regla para la raíz cuadrada de los números exponenciales

Para obtener el valor positivo de la raíz cuadrada de un número, primero exprese el número en notación exponencial cuya potencia de 10 tenga un exponente *por*. Después, obtenga con calculadora la raíz cuadrada del decimal. Por último obtenga la raíz cuadrada de la potencia de 10 dividiendo el exponente entre 2.

Por ejemplo, para encontrar la raíz cuadrada de 8.2×10^5, primero convierta la expresión a una potencia par: 0.82×10^6. Después obtenga la raíz cuadrada del decimal (0.91) y divida el exponente entre 2 (6 dividido entre 2 es 3). El resultado es 0.91×10^3, o 9.1×10^2.

EJEMPLO 2.10 Determine el valor de cada uno de los siguientes números:

a. $\sqrt{4.00 \times 10^{-4}}$

RESULTADO Tome la raíz cuadrada positiva del decimal y luego divida el exponente entre 2.

$$\sqrt{4.00 \times 10^{-4}} = \sqrt{4.00} \times \sqrt{10^{-4}} = 2.00 \times 10^{-(4/2)} = 2.00 \times 10^{-2} \qquad \textit{Respuesta}$$

b. $\sqrt{5.60 \times 10^{-5}}$

RESULTADO Cambie el número 5.60×10^{-5} a un número con un exponente *par*, siguiendo las normas antes mencionadas, para obtener 56.0×10^{-6}. Después obtenga la raíz cuadrada positiva de 56.0×10^{-6}.

$$\sqrt{5.60 \times 10^{-5}} = \sqrt{56.0 \times 10^{-6}} = \sqrt{56.0} \times \sqrt{10^{-6}}$$
$$= 7.48 \times 10^{-(6/2)} = 7.48 \times 10^{-3} \qquad \textit{Respuesta}$$

(El número 7.48 se obtuvo con calculadora).

Clave del estudio: Si su calculadora realiza esta función de manera automática, debera oprimir la tecla de cambio de signo +/− después de la techa EE↓ para desplegar el exponente negativo. La pantalla debe presentar entonces 5.6 −05. Continúe opromiendo la tecla $\sqrt{x}$ para desplegar 7.4833 −03. La respuesta redondeada es 7.48×10^{-3}.

Regla para las potencias positivas de los números exponenciales

Para elevar un número exponencial a una determinada potencia positiva, primero eleve la parte decimal a la potencia, utilizándola el número de veces indicado por la potencia y luego multiplique el exponente de 10 por la potencia indicada.

Por ejemplo, para elevar 4.3×10^3 a la cuarta potencia, multiplique y redondee $4.3 \times 4.3 \times 4.3 \times 4.3$. Después multiplique $10^{(3\times4)}$. El resultado es 340×10^{12} o 3.4×10^{14}.

Clave del estudio: Con una buena calculadora introduzca 4.3 y luego oprima la tecla EE↓ seguida por 3 como el exponente para desplegar 4.3 03. Después, oprima la tecala y^x seguida por 4 (cuarta potencia) y luego la tecla = para desplegar 3.4188 14. La respuesta redondeada es 3.4×10^{14}.

EJEMPLO 2.11 Realice las operaciones indicadas en los siguientes números exponenciales:

a. Eleve 2.45×10^4 a la segunda potencia.

RESULTADO Multiplique 2.45×2.45; después multiplique el exponente (4) por 2 (la segunda potencia).

$$(2.45 \times 10^4)^2 = (2.45)^2 \times (10^4)^2 = 2.45 \times 2.45 \times 10^8 = 6.00 \times 10^8 \qquad \textit{Respuesta}$$

b. Eleve 3.14×10^2 a la tercera potencia.

RESULTADO Multiplique $3.14 \times 3.14 \times 3.14$; después multiplique el exponente (2) por 3 (la tercera potencia).

$$(3.14 \times 10^2)^3 = (3.14)^3 \times 10^2)^3 = 3.14 \times 3.14 \times 3.14 \times 10^6$$
$$= 31.0 \times 10^6 \text{ o } 3.10 \times 10^7 \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 2.7
Realice las operaciones indicadas en los siguientes números exponenciales:
a. $2.75 \times 10^3 + 3.2 \times 10^2$ (3.07×10^3)
b. $4.72 \times 10^5 \times 1.83 \times 10^{-2}$ (8.64×10^3)

Ejercicio de estudio 2.8

Realice la operación indicada en los siguientes números exponenciales:

Resuelva los problemas del 16 al 18.

a. $\sqrt{7.43 \times 10^{-7}}$ (8.62×10^{-4})

b. Eleve 3.12×10^{2} a la tercera potencia (3.04×10^{7})

2.8 Solución de problemas de conversiones por el método del análisis dimensional

Análisis dimensional (método del factor unitario) Método de conversión entre medidas expresadas con diferentes unidades, en el que se desarrolla una relación entre estas unidades para expresarla como un factor de ambas.

Es muy probable que haya escuchado esta vieja expresión: "Usted no puede sumar manzanas y naranjas". Por tanto, es necesario aprender la manera de convertir tanto las manzanas como las naranjas en "fruta" para resolver los problemas que incluyen diferentes unidades métricas. Por lo general, los químicos utilizan el **análisis dimensional** (también denominado el **método del factor unitario**) para llevar a cabo estas conversiones.

Este sencillo método se basa en el desarrollo de una relación entre diferentes unidades que expresan la misma dimensión física. Por ejemplo, suponga que decide hacer guacamole para la cena, va al supermercado más cercano y descubre que los aguacates cuestan $ 0.80 cada uno. Si sólo cuenta con $1.60, ¿cuántos aguacates puede comprar para preparar el guacamole?

Con el álgebra sencilla se muestra rápidamente que la respuesta es 2 ($1.60 dividido entre $0.80); pero apliquemos el método del factor unitario para resolver este problema. Podemos expresar la relación entre pesos y el número de aguacates como

$$\$0.80 = 1 \text{ aguacate}$$

Si dividimos la ecuación entre $0.80, tenemos

$$\frac{1 \text{ aguacate}}{\$0.80}, \text{ que llamaremos factor } \mathbf{A}$$

Ahora, dividiendo la ecuación $0.80 = 1 aguacate entre 1 aguacate, tenemos

$$\frac{\$0.80}{1 \text{ aguacate}}, \text{ que llamaremos factor } \mathbf{B}$$

Clave del estudio: Seleccione el factor con las unidades que desea eliminar en el *denominador*. Así, el factor **A** es correcto ya que queremos eliminar el signo $.

Podemos utilizar uno de estos factores (**A** o **B**) para resolver el problema. Pero, ¿cuál debemos utilizar? Puesto que estamos buscando una respuesta en términos del número de aguacates, necesitamos multiplicar la cantidad determinada ($1.60) por un factor tal que se cancele el signo $. Así, el correcto es el factor **A**, que contiene los aguacates en el numerador y los pesos en el denominador.

$$\$1.60 \times \text{factor } \mathbf{A} = \text{número de aguacates}$$

$$\$1.60 \times \frac{1 \text{ aguacate}}{\$0.80} = 2 \text{ aguacates}$$

Si por error hubiéramos elegido el factor **B**, el resultado habría sido

$$\$1.60 \times \frac{\$0.80}{1 \text{ aguacate}} = \frac{\$\$1.28}{1 \text{ aguacate}}$$

lo cual no corresponde a la pregunta original y da como resultado unidades sin sentido.

Siempre que sea posible utilizaremos en este texto el análisis dimensional para nuestros problemas, según un planteamiento de seis pasos.

1. Lea primero el problema con mucho cuidado para determinar lo que realmente se pide.
2. Organice los datos asegurándose de incluir *tanto las unidades* de la cantidad determinada como las *unidades* de la cantidad *desconocida.*
3. Escriba las *unidades* de la cantidad *determinada* en el lado *izquierdo* de una línea. Escriba las *unidades* de la cantidad *desconocida* en el lado *derecho* de la línea.
4. Aplique los principios que ha aprendido durante el curso para desarrollar los *factores*, de manera que estos factores, utilizados adecuadamente, den las unidades correctas en la cantidad desconocida.
5. Verifique que su respuesta para comprobar sí es razonable, revisando tanto las operaciones matemáticas como las unidades.
6. Por último, verifique el número de cifras significativas.

Conversiones del sistema métrico

Ahora que ha comprendido los principios generales, estamos listos para hacer algunas conversiones dentro del sistema métrico.

EJEMPLO 2.12 Convierta 3.85 m a milímetros.

RESULTADO

$$3.85\ \text{m} \times \text{factor} = \text{milímetros} \qquad \text{(paso 3)}$$

Sabemos que 1000 mm = 1 m (véase la tabla 2.1); por tanto, nuestros factores (paso 4) son

$$\underbrace{\frac{1000\ \text{mm}}{1\ \text{m}}}_{\mathbf{A}} \quad \text{y} \quad \underbrace{\frac{1\ \text{m}}{1000\ \text{mm}}}_{\mathbf{B}} \qquad \textit{Respuesta}$$

Para obtener las unidades correctas (milímetros), debemos utilizar el factor **A**. Observe cómo las unidades en el denominador del factor deben suprimirse con las unidades de la cantidad determinada (metros en este caso).

$$38.5\ \cancel{\text{m}} \times \frac{1000\ \text{mm}}{1\ \cancel{\text{m}}} = 3850\ \text{mm} \qquad \textit{Respuesta}$$

La respuesta se expresa con tres cifras significativas puesto que 3.85 tiene tres cifras significativas.

EJEMPLO 2.13 Convierta 75.2 mg a kilogramos.

RESULTADO

$$75.2\ \text{mg} \times \text{factor} = \text{kilogramos}$$

No conocemos un factor que convierta miligramos directamente a kilogramos, pero conocemos factores que convierten miligramos en gramos y gramos en kilogramos.

$$1000\ \text{mg} = 1\ \text{g} \qquad \text{y} \qquad 1000\ \text{g} = 1\ \text{kg} \qquad \text{(véase la tabla 2.1)}$$

Considerando el primer factor, 1000 mg = 1 g, tenemos

$$\underset{\textbf{A}}{\frac{1000\ \text{mg}}{1\ \text{g}}} \quad \text{y} \quad \underset{\textbf{B}}{\frac{1\ \text{g}}{1000\ \text{mg}}}$$

Si utilizamos el factor **B**, cancelaremos los miligramos y nuestras unidades serán en gramos.

$$75.2\ \cancel{\text{mg}} \times \frac{1\ \text{g}}{1000\ \cancel{\text{mg}}} \times \text{factor} = \text{kg}$$

Ahora, considerando el segundo factor, 1000 g = 1 kg, tenemos

$$\underset{\textbf{C}}{\frac{1000\ \text{g}}{1\ \text{kg}}} \quad \text{y} \quad \underset{\textbf{D}}{\frac{1\ \text{kg}}{1000\ \text{g}}}$$

Si utilizamos el factor **D**, cancelamos los gramos y nuestras unidades serán en kilogramos, con lo cual tenemos la respuesta a la pregunta original.

$$75.2\ \cancel{\text{mg}} \times \frac{1\ \text{g}}{1000\ \cancel{\text{mg}}} \times \frac{1\ \text{kg}}{1000\ \cancel{\text{g}}} = 0.0000752\ \text{kg} \quad \text{o} \quad 7.52 \times 10^{-5}\ \text{kg} \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 2.14 En un experimento de laboratorio se registraron las siguientes masas: 2.0000000 kg, 5.0000 g, 650.0 mg, 0.5 mg. ¿Cuál es la masa total en gramos?

RESULTADO

$$2.0000000\ \cancel{\text{kg}} \times \frac{1000\ \text{g}}{1\ \cancel{\text{kg}}} = 2000.0000\ \text{g}$$

$$5.0000\ \text{g}$$

$$650.0\ \cancel{\text{mg}} \times \frac{1\ \text{g}}{1000\ \cancel{\text{mg}}} = 0.6500\ \text{g}$$

$$0.5\ \cancel{\text{mg}} \times \frac{1\ \text{g}}{1000\ \cancel{\text{mg}}} = 0.0005\ \text{g}$$

$$\overline{2005.6505\ \text{g}} \qquad \textit{Respuesta}$$

Con respecto a las cifras significativas, observe que todas las masas fueron registradas como $\frac{1}{10{,}000}$ de gramo. Para la adición y sustracción consideramos los *lugares.*

Clave del estudio: Es posible que usted se pregunte: ¿Por qué no puedo utilizar exponentes? Sí, puede utilizarlos y es mucho más sencillo.

$$0.0035\ \text{L} = 3.5 \times 10^{-3}\ \text{L}$$

$$3.5 \times 10^{-3}\ \cancel{\text{L}} \times \frac{10^{6}\ \mu\text{L}}{1\ \cancel{\text{L}}}$$

$$= 3.5 \times 10^{3}\ \mu\text{L}$$

Para factores mayores que 1000, como 1,000,000, es más sencillo utilizar exponentes, es decir, 10^6.

EJEMPLO 2.15 Convierta 0.0035 L a microlitros.

RESULTADO Sabemos que 1,000,000 (10^6) µL = 1 L. Por tanto, el resultado es

$$0.0035\ \cancel{\text{L}} \times \frac{1{,}000{,}000\ \mu\text{L}}{1\ \cancel{\text{L}}} = 3500\ \mu\text{L o } 3.5 \times 10^{3}\ \mu\text{L} \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 2.16 Convierta 7.6 ng a picogramos.

RESULTADO Por la tabla 3.1, conocemos que la relación entre nanogramos y gramos (10^9 ng = 1 g) y entre picogramos y gramos (10^{12} = 1 g); por tanto, el resultado es

$$7.6 \cancel{\text{ng}} \times \frac{1 \cancel{g}}{10^9 \cancel{\text{ng}}} \times \frac{10^{12} \text{ pg}}{1 \cancel{g}} = 7.6 \times 10^3 \text{ pg} \qquad \textit{Respuesta}$$

Es mejor recurrir *primero* a la *unidad fundamental* (gramo, litro o metro) y después a la unidad deseada.

Clave del estudio: Es posible que quiera simplificar el problema si observa en la tabla 2.1 que mil (10^3) pg = 1 ng.

Ejercicio de estudio 2.9

Realice cada una de las siguientes conversiones:

a. 8.62 mg a kilogramos (8.62×10^{-6} kg)
b. 64.5 μg a gramos (6.45×10^{-5} g)
c. 4.5 μg a nanogramos (4500 ng o 4.5×10^3 ng)
d. 87.3 ng a picogramos (8.73×10^4 pg)

A medida que usted se vuelva más eficiente en el manejo del sistema métrico, podrá realizar estas conversiones desplazando simplemente el punto decimal como lo hace en el sistema monetario. Por ejemplo, en uno de los casos anteriores, 650.0 mg a gramos implica el desplazamiento de tres puestos decimales hacia la izquierda, para obtener 0.6500 g, debido a que 1 g = 1000 (o 10^3) mg.

Resuelva los problemas del 19 al 23.

Conversiones de temperatura

En la sección 2.3 señalamos que en la escala Celsius la diferencia entre el punto de congelación y de ebullición del agua es de 100º, mientras que en la escala Fahrenheit es de 180º (212−32). Con el uso de esta relación podemos derivar una fórmula estándar para utilizarla en la solución de los problemas de conversión de temperatura.

Para empezar, dividimos ambas partes de la ecuación entre el común denominador más alto (20):

$$\frac{100 \text{ divisiones Celsius}}{20} = \frac{180 \text{ divisiones Fahrenheit}}{20}$$

$$5 \text{ divisiones Celsius} = 9 \text{ divisiones Fahrenheit}$$

El factor para convertir grados Celsius a grados Fahrenheit entonces viene a ser

$$°\text{C} \times \frac{9 \text{ divisiones Fahrenheit}}{5 \text{ divisiones Celsius}} = \begin{pmatrix} \text{las divisiones Fahrenheit arriba o abajo} \\ \text{del punto de congelación del agua} \end{pmatrix}$$

Debido a que el punto de congelación del agua es de 32ºF, debemos sumar estas divisiones a 32 para obtener la temperatura en grados Fahrenheit:

$$\frac{9}{5} °\text{C} + 32 = °\text{F} \qquad (2.1)$$

$$\boxed{1.8°\text{C} + 32 = °\text{F}} \qquad (2.2)$$

Al reordenar la ecuación 2.2 obtenemos la fórmula para convertir ºF a ºC:*

$$1.8ºC = ºF - 32$$

* Otras fórmulas también útiles son las siguientes: $°\text{F} = \frac{9}{5}(°\text{C} + 40) - 40$ y $°\text{C} = \frac{5}{9}(°\text{F} + 40) - 40$. Estas fórmulas se basan en el hecho de que las escalas Celsius y Fahrenheit son iguales a −40º.

Clave del estudio: Tanto la escala de temperatura Fahrenheit como la Celsius son arbitrarias, puesto que los valores específicos (pero *arbitrarios*) se determinaron para la congelación y ebullición del agua.

$$°C = \frac{°F - 32}{1.8} \tag{2.3}$$

En este caso, debemos acordarnos de sustraer 32 a la temperatura dada en grados Fahrenheit para obtener el número de divisiones Fahrenheit arriba o abajo del punto de congelación del agua y luego convertir esto a grados Celsius dividiendo entre 1.8. Al usar el número 1.8 en las ecuaciones (2.2) y (2.3) se simplifica el cálculo si se emplea una calculadora.

Para convertir grados Celsius a Kelvin, sólo necesitamos sumar 273º. (En este texto utilizaremos 273 en lugar de 273.15 para simplificar los cálculos).

$$K = °C + 273 \quad \text{o} \quad °C = K - 273 \tag{2.4}$$

Clave del estudio: Por definición, hay *exactamente* 5ºC por cada 9ºF. Por tanto, 1.8 es un número exacto y *no* afecta el número de cifras significativas en un cálculo. Exprese su respuesta para el espacio más pequeño (unidades, decenas, etc.) como se presentan los números en el problema. Si se le dio un número en el lugar de las unidades, entonces su respuesta debe estar en el lugar de las unidades. Independientemente del termómetro que utilice, usted debe ser capaz de *leer* cada uno de ellos *con el mismo grado de precisión* (exactitud).

EJEMPLO 2.17 Convierta 25ºC a grados Fahrenheit.

RESULTADO Sustituyendo en nuestra ecuación derivada 2.2, obtenemos

$$25ºC = [(1.8 \times 25) + 32]\ ºF = 77ºF \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 2.18 Convierta −25ºF a grados Celsius y a Kelvin.

RESULTADO PARA GRADOS CELSIUS Sustituyendo en nuestra ecuación derivada 2.3 tenemos.

$$-25°F = \frac{-25 - 32}{1.8}\ °C = \frac{-57°C}{1.8} = -32°C \qquad \textit{Respuesta}$$

RESULTADO PARA KELVIN Sustituyendo en la ecuación (2.4) obtenemos

$$-32ºC = (-32 + 273)\ K = 241\ K \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 2.19 El xenón tiene un punto de congelación de 133 K. ¿Cuál es su punto de congelación en la escala Fahrenheit?

RESULTADO Primero, convierta a grados Celsius utilizando la ecuación (2.4):

$$133\ K = (133 - 273)°C = -140°C \qquad \textit{Respuesta}$$

Luego convierta los grados Celsius a grados Fahrenheit utilizando la ecuación (2.2):

$$-140°C = [1.8 \times (-140) + 32]°F = -220°F$$

Ejercicio de estudio 2.10
Convierta −26ºC a grados Fahrenheit y a Kelvin. (−15ºF, 247 K)

Resuelva los problemas 24 al 30.

Ejercicio de estudio 2.11
Convierta 235ºF a grados Celsius y a Kelvin. (−37ºC, 236 K)

Conversiones de densidad

La densidad del mercurio suele expresarse como sigue: $d^{20º} = 13.55$ g/mL. El índice 20º indica la temperatura en grados Celsius a la que se practicó la medición; por tanto, el mercurio a 20ºC tiene una densidad de 13.55 g/mL. La explicación del registro de la temperatura es que casi todas las sustancias se expanden cuando se calientan y, por tanto, la densidad disminuye a medida que aumenta la temperatura; por ejemplo, $d^{270º} = 12.95$ g/mL para el mercurio. Entonces, la densidad depende de la temperatura.

EJEMPLO 2.20 Un cubo de hierro mide 2.00 cm por lado y tiene una masa de 62.9 g. Calcule su densidad en kg/m^3.

RESULTADO Primero calcule el volumen del cubo de hierro en metros cúbicos:

$$2.00\ \cancel{cm} \times \frac{1\ m}{100\ \cancel{cm}} \times 2.00\ \cancel{cm} \times \frac{1\ m}{100\ \cancel{cm}} \times 2.00\ \cancel{cm} \times \frac{1\ m}{100\ \cancel{cm}} = 8.00 \times 10^{-6}\ m^3$$

Después busque la densidad en kg/m^3:

$$\frac{62.9\ \cancel{g}}{8.00 \times 10^{-6}\ m^3} \times \frac{1\ kg}{1000\ \cancel{g}} = 7.86 \times 10^{3}\ kg/m^3 \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 2.21 Calcule el volumen que ocupan 880 g de benceno (un componente de la gasolina sin plomo) a 20°C. Para el benceno, $d^{20^\circ} = 0.88$ g/mL.

RESULTADO Tenemos 880 g de benceno con una densidad de 0.88 g/mL a 20°C. Se nos pide calcular su volumen en litros. En otras palabras, debemos convertir una cantidad determinada de benceno de unidades masa a unidades de volumen. Podemos hacerlo con facilidad si utilizamos la densidad del benceno como factor de conversión debido a que 1 mL = 0.88g.

$$880\ g \times \text{factor} = \text{unidades de volumen}$$

La elección de los factores es

$$\underbrace{\frac{0.88\ g}{1\ mL}}_{\mathbf{A}} \quad \text{y} \quad \underbrace{\frac{1\ mL}{0.88\ g}}_{\mathbf{B}}$$

Si utilizamos el factor **A**, las unidades serán g^2/mL, lo cual carece de sentido y no responde a nuestra pregunta. Ahora consideremos el factor **B**:

$$880\ \cancel{g} \times \frac{1\ mL}{0.88\ \cancel{g}}$$

La conversión de mililitros a litros proporciona la respuesta completa:

$$880\ \cancel{g} \times \frac{1\ \cancel{mL}}{0.88\ \cancel{g}} \times \frac{1\ L}{1000\ \cancel{mL}} = 1.0\ L \qquad \textit{Respuesta}$$

La respuesta se expresa con dos cifras significativas puesto que 880 y 0.88 tienen dos cifras significativas.

EJEMPLO 2.22 En un experimento se requieren 0.156 kg de bromo. ¿Cuántos mililitros (a 20°C) debe utilizar el químico? Para el bromo, $d^{20^\circ} = 3.12$ g/mL.

RESULTADO

$$0.156\ \cancel{kg} \times \frac{1000\ \cancel{g}}{1\ \cancel{kg}} \times \frac{1\ mL}{3.12\ \cancel{g}} = 50.0\ mL \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 2.23 Calcule el volumen en mililitros a 20ºC que ocupan 1.25 kg de cloroformo. Para el cloroformo, $d^{20^\circ} = 1.49 \times 10^3$ kg/m^3.

RESULTADO La densidad convierte la masa a volumen (metros cúbicos), pero el volumen desconocido tiene unidades en mililitros. Por tanto, para convertir metros cúbicos a mililitros, debemos saber que 1 mL = 1 cm^3 (tabla 2.1) y para convertir metros cúbicos a centímetros cúbicos debemos convertir 100 cm = 1 m^3 (tabla 2.1) El resultado completo es.

$$1.25 \cancel{\text{kg}} \times \frac{1 \cancel{\text{m}^3}}{1.49 \times 10^3 \cancel{\text{kg}}} \times \frac{(100)^3 (\cancel{\text{cm}})^3}{1 \cancel{\text{m}^3}} \times \frac{1 \text{ mL}}{1 \cancel{\text{cm}^3}} = 839 \text{ mL} \qquad \textit{Respuesta}$$

Clave del estudio: Al elevar el número 100 al cubo, recuerde multiplicarlo por sí mismo *tres veces* (100 × 100 × 100). Como alternativa, exprese 100 como 10^2 y elévelo al cubo como $(10^2)^3 = 10^6$.

EJEMPLO 2.24 Cacule la masa en gramos de 400 mL (20ºC) de glicerina; $d^{20^\circ} = 1.26$ g/mL para la glicerina.

RESULTADO

$$400 \cancel{\text{mL}} \times \frac{1.26 \text{ g}}{\cancel{\text{mL}}} = \begin{array}{l} 504 \text{ g, redondeado a una cifra significativa;} \\ \text{puesto que 400 sólo tiene una cifra significativa,} \\ \text{la respuesta es 500 g} \end{array} \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 2.12
Calcule el volumen en mililitros de 47.0 g de ácido acético a 20ºC; $d^{20^\circ} = 1.05$ g/mL. (44.8 mL)

Ejercicio de estudio 2.13
Calcule la masa en gramos de 275 mL de ácido acético (a 20ºC); $d^{20^\circ} = 1.05$ g/mL. (289 g)

Resuelva los problemas del 31 al 33.

2.9 Densidad relativa

Densidad relativa
Densidad de una sustancia dividida entre la densidad de otra sustancia tomada como estándar.

La *densidad relativa* es un aspecto de la densidad que merece consideración especial. La **densidad relativa** de una sustancia es la densidad de la sustancia dividida entre la densidad de alguna sustancia tomada como estándar. Por tanto, la densidad relativa es una herramienta útil para conocer la densidad de un material, ya que nos permite comparar la densidad de una sustancia con relación a un valor estándar. Por ejemplo, la densidad relativa se utiliza en la fabricación de cerveza (véase la figura 2.12). En la industria vinatera se utiliza de dos maneras. La densidad relativa de un lote de jugo de uva es el indicador del contenido de azúcar y ayuda a los vinateros a decidir cuándo recolectar las uvas. Durante la etapa de fermentación la densidad relativa de un lote de vino varía a medida que aumenta la cantidad de alcohol; esto ayuda al vinatero para decidir cuándo detener la fermentación.

La densidad relativa también se utiliza en el campo de la medicina. El valor de la densidad relativa de la orina normal varía de 1.005 a 1.030, según la cantidad de sales y productos de desechos presentes. La orina con un alto contenido de agua tiene un valor cercano a 1.005, y cuando contiene grandes cantidades de sales y productos de desecho tiene un valor cercano a 1.030. Junto con otras observaciones, la densidad relativa de la muestra de orina de un paciente ayuda a los médicos a determinar si algo está funcionando mal.

FIGURA 2.12
Un técnico mide la densidad relativa de la cerveza que está fabricando.

Los químicos expresan la densidad relativa de los líquidos y sólidos utilizando como estándar agua a 4ºC:

$$\text{Densidad relativa} = \frac{\text{densidad de la sustancia}}{\text{densidad del agua a 4°C}}$$

$$\text{Densidad de sustancia} = \text{densidad relativa} \times \text{densidad del agua a 4ºC.}$$

Cuando se calcula la densidad relativa de una sustancia se deben expresar ambas densidades en las *mismas unidades*. La densidad relativa, por tanto, **no** tiene *unidades.* Para convertir la densidad relativa a densidad, sólo multiplique su valor por la densidad de la sustancia de referencia (en la mayor parte de los casos agua). De esta manera podemos averiguar la densidad de cualquier sustancia para la cual tenemos una densidad de referencia. Debido a que la densidad del agua a 4ºC en el sistema métrico es de 1.00 g/mL, la densidad de los sólidos o líquidos expresados como g/mL es numéricamente igual a sus densidades relativas.

La densidad relativa suele expresarse como

$$\text{dr} = 0.708^{25°/4} \text{ del éter}$$

Los 25º se refieren a la temperatura en grados Celsius a la que fue medido el éter, y el 4 se refiere a la temperatura en grados Celsius a la que se midió la densidad del agua. En la tabla 2.4 se presenta una lista de la densidad relativa de algunas sustancias.

TABLA 2.4
Densidad relativa de algunas sustancias

SUSTANCIAS	DENSIDAD RELATIVA
Agua	$1.00^{4°/4}$
Éter	$0.708^{25°/4}$
Benceno	$0.880^{20°/4}$
Ácido acético	$1.05^{20°/4}$
Cloroformo	$1.49^{20°/4}$
Tetracloruro de carbono	$1.60^{20°/4}$
Ácido sulfúrico (concentrado)	$1.83^{18°/4}$

EJEMPLO 2.25 Calcule la masa en gramos de $11\bar{0}$ mL de cloroformo a 20ºC.

RESULTADO Según la tabla 2.4, la densidad relativa del cloroformo es de 1.49 a 20ºC. Por tanto, en el sistema métrico la densidad es de 1.00 g/mL × 1.49 = 1.49 g/mL a 20ºC.

$$11\bar{0}\ \cancel{\text{mL}} \times \frac{1.49\ \text{g}}{1\ \cancel{\text{mL}}} = 163.9\ \text{g}$$

Debemos redondear a tres cifras significativas puesto que $11\bar{0}$ tiene tres cifras significativas; la respuesta es 164 g. *Respuesta*

EJEMPLO 2.26 La densidad relativa de cierto líquido o sólido orgánico es 1.20. Calcule el número de litros en 840 g del líquido.

RESULTADO La densidad relativa es 1.20. Por tanto, en el sistema métrico la densidad es 1.00 g/mL × 1.20 = 1.20 g/mL.

$$840\ \cancel{g} \times \frac{1\ \cancel{mL}}{1.20\ \cancel{g}} \times \frac{1\ L}{1000\ \cancel{mL}} = 0.700\ L \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 2.27 La densidad relativa de cierto líquido orgánico es 0.950. Calcule el número de kilogramos que hay en 3.75 L del líquido.

RESULTADO La densidad relativa es 0.950. Por tanto, en el sistema métrico la densidad es 1.00 g/mL × 0.950 = 0.950 g/mL.

$$3.75\ \cancel{L} \times \frac{1000\ \cancel{mL}}{1\ \cancel{L}} \times \frac{0.950\ \cancel{g}}{1\ \cancel{mL}} \times \frac{1\ kg}{1000\ \cancel{g}} = 3.56\ kg \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 2.14
La densidad relativa de cierto líquido orgánico es 1.08. Calcule el número de litros que hay en 925 g de líquido.

Ejercicio de estudio 2.15
Calcule la cantidad de gramos en un volumen de 60.0 mL de ácido sulfúrico. (Véase la tabla 2.4.)

(110 g)

Resuelva los problemas 34 y 35.

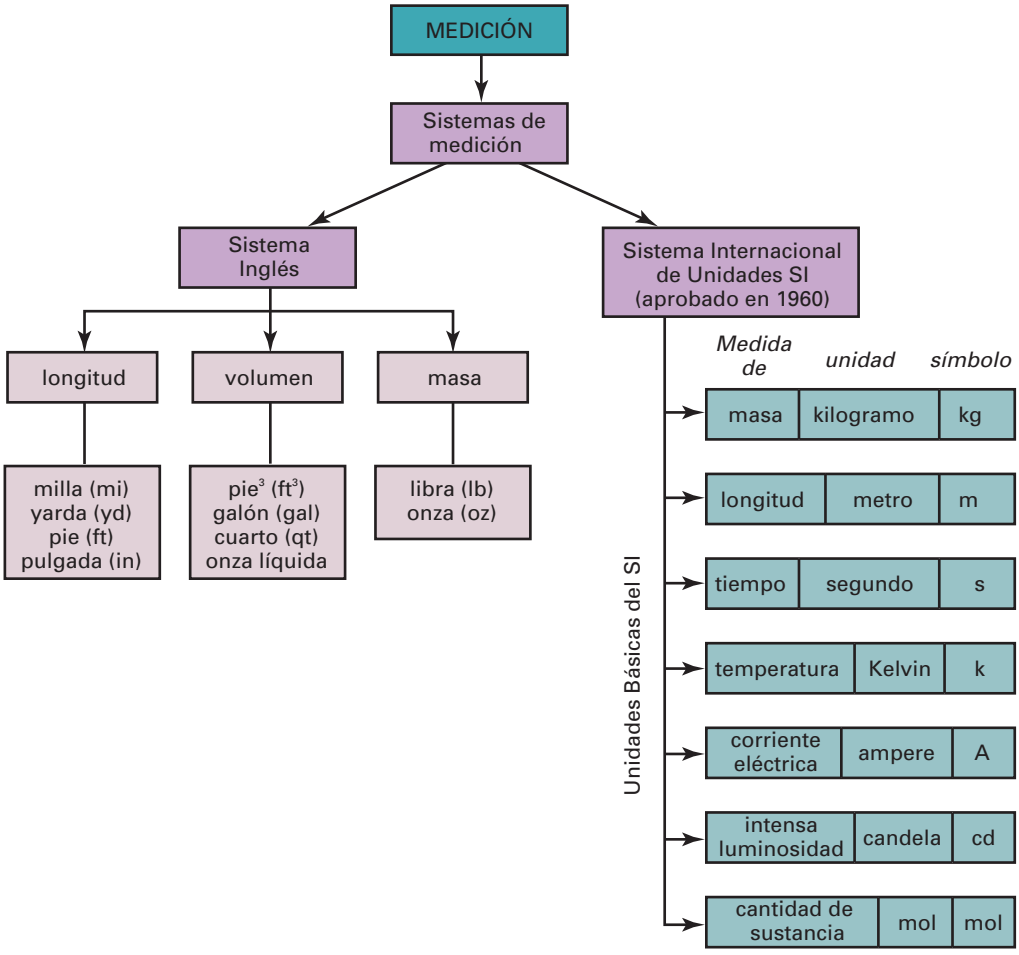
Resumen

La *materia* es todo lo que tiene masa y ocupa espacio. La materia tiene ciertas *propiedades medibles* como la masa, el peso, la longitud, el volumen y la densidad (sección 2.1). Los químicos miden estas propiedades utilizando el sistema métrico, que se basa en unidades que son múltiplos de 10, 100, 1000, etc. (sección 2.2). La temperatura de la materia puede ser medida utilizando tres medidas diferentes, la escala Fahrenheit, la Celsius y la Kelvin (sección 2.3). Para medir la masa se utilizan diferentes balanzas, mientras que el peso se mide en básculas y se utilizan cilindros, buretas y pipetas para medir el volumen (sección 2.4).

Cuando se realiza una medición, la precisión (exactitud) está relacionada con el número de *cifras significativas* presentes en la medición (sección 2.5). Las cifras significativas afectan el redondeo de las respuestas después de la adición, sustracción, multiplicación y división de números (sección 2.6). Para expresar cantidades muy grandes y muy pequeñas que con frecuencia se encuentran en las mediciones, los químicos utilizan una forma especial de notación exponencial conocida como notación científica, la cual expresa todos los números como una potencia de 10 por un número con exactamente un dígito diferente de cero a la izquierda del punto decimal (sección 2.7).

La técnica fundamental para la resolución de problemas utilizada a lo largo de este texto, el *análisis dimensional (método del factor unitario)*, se basa en el hecho de que las cantidades medidas tienen unidades que podemos utilizar para solucionar problemas cuantitativos de manera lógica (sección 2.8). El análisis dimensional se puede utilizar para resolver problemas que implican conversiones dentro del sistema métrico, cálculos sobre densidad y la expresión de la densidad relativa (sección 2.9).

Diagrama temático



Ejercicios

1. Defina o explique los siguientes términos (el número entre paréntesis se refiere a la sección del texto donde se menciona el término):

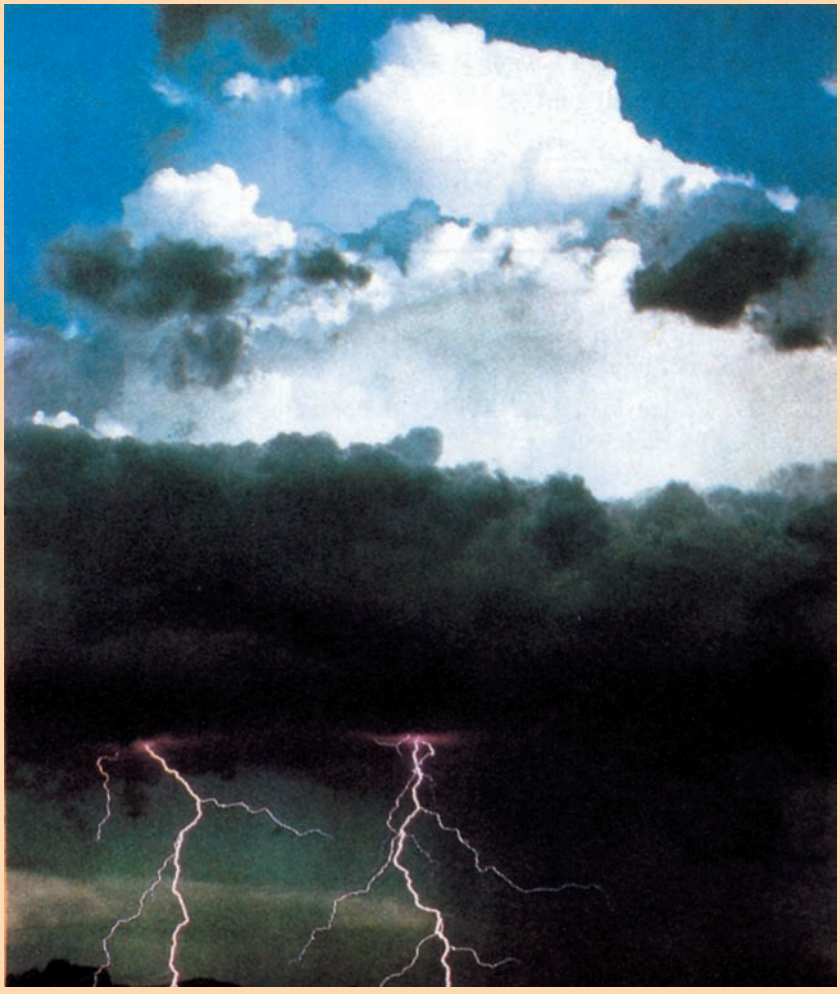
a. materia (2.1)
b. masa (2.1)
c. peso (2.1)
d. volumen (2.1)
e. temperatura (2.1)
f. densidad (2.1)
g. sistema métrico (2.1)
h. cifras significativas (2.5)

LA QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA

Estructura y composición de la atmósfera

La atmósfera terrestre, la capa gaseosa que rodea la superficie de la Tierra, es una frontera que separa esta superficie del espacio. Por lo general, se divide a la atmósfera en tres partes, la *troposfera*, la *estratosfera* y la *ionosfera*, como muestra la figura de la página siguiente.

1. La troposfera comprende las primeras nueve o 10 millas (15 km) de la atmósfera sobre la superficie terrestre. Se caracteriza por un descenso continuo en la temperatura (desde 25° a −55°C) conforme se llega a la parte más alta. En ella se desarrollan la mayor parte de las nubes y las condiciones climatológicas.
2. La estratosfera es la parte de la atmósfera que se extiende aproximadamente desde las 10 hasta las 25 millas (15 a 40 km) sobre la Tierra. La temperatura de la estratosfera varía entre −10° y −60°C. Al límite entre la estratosfera y la troposfera a veces se le llama *tropopausa.*
3. La ionosfera es la parte más alta de la atmósfera, se extiende aproximadamente desde las 25 hasta las 93 millas (de 40 a 150 km) sobre la Tierra. La temperatura en los niveles superiores de la ionosfera alcanza alturas de 250° a 300°C. Una vez que sale de la ionosfera, usted se encuentra en el espacio exterior. La mayor parte de los satélites y los cohetes espaciales describen órbitas alrededor de la Tierra, fuera de la ionosfera.



Las condiciones meteorológicas se originan en la troposfera.

A mayor altitud, la densidad de la atmósfera disminuye con rapidez. Por ejemplo, la atmósfera tiene una densidad de 1.22 g/L al nivel del mar, mientras que la densidad promedio de la estratosfera es cerca de 0.1 g/L. Esto significa que la mayoría de los gases están concentrados en la troposfera, y que hay una disminución

i. números exactos (2.6)

j. exponentes (2.7)

k. notación exponencial (2.7)

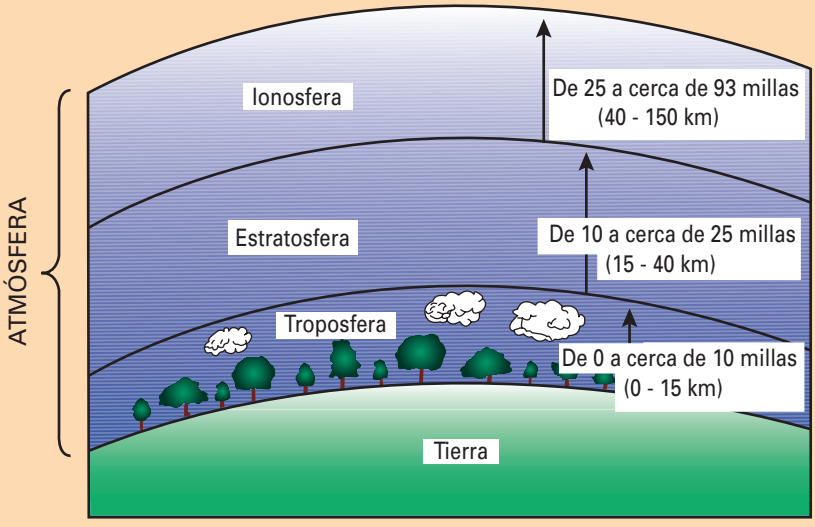
l. notación científica (2.7)

m. análisis dimensional (método del factor unitario) (2.8)

n. densidad relativa (2.9)

gradual en la masa de gases a medida que se alcanzan mayores alturas. A pesar de esto, la masa *total* de gases en la atmósfera es enorme (5.2×10^{21}g) debido a que la atmósfera es demasiado extensa.

La disminución en la cantidad de aire y la variación de la temperatura a mayores alturas son las razones por las que los pilotos y los astronautas necesitan trajes espaciales y equipo de respiración que los protejan. Es posible que usted necesite protección aun para subir a grandes alturas sobre la superficie terrestre. Si ha escalado una montaña o ha ido a acampar en lo alto, seguramente ha experimentado el descenso en la temperatura y la reducción y escasez del aire.



La atmósfera está compuesta por troposfera, estratosfera y ionosfera.

El aire está compuesto por diferentes gases mezclados a manera de disolución. Cuando se elimina el vapor de agua del aire (cerca del 1% de aire es vapor de agua), éste contiene principalmente nitrógeno (N_2, 78.09%), oxígeno (O_2, 20.95%) y argón (Ar, 0.93%). También otros gases están presentes en cantidades mínimas (menos del 0.1%). Aunque se hallen en pequeñas cantidades, estos gases son importantes para la química de la atmósfera. Entre los diferentes rastros de gases menores normalmente presentes se encuentran el bióxido de carbono (CO_2), el neón (Ne), el helio (He), el kriptón (Kr), el metano (CH_4), el hidrógeno (H_2), el xenón (Xe), el ozono (O_3) y el radón (Rn).

Utilizamos la atmósfera para proveernos de gases para diversos usos. El nitrógeno, el oxígeno, y los gases nobles: helio, neón, argón, kriptón y xenón se obtienen todos de la atmósfera. El nitrógeno se utiliza para la producción de amoniaco (NH_3) (véase *El elemento nitrógeno: nuestro alimento depende de él,* capítulo 17). El oxígeno se utiliza en la elaboración del acero (véase *El elemento oxígeno: la química y la vida sobre la Tierra,* capítulo 11). Algunos gases atmosféricos se utilizan en la producción de fuentes de luz. El gas argón y, en ocasiones, el kriptón se utilizan para llenar el espacio interior de los bulbos de vidrio de los bulbos de luz incandescente. El neón, el helio, el argón y el kriptón se utilizan para llenar las lámparas fluorescentes de halógeno y "neón". Los accesorios comunes para el flash de las cámaras de 35 mm se basan en una lámpara de xenón. Para generar los diversos rayos láser se utilizan neón, helio, argón o xenón.

Algunos rastros de gases no se encuentran normalmente presentes en la atmósfera y se presentan como *resultado* de las actividades humanas. Estos gases se denominan *contaminantes.* Incluyen principalmente el bióxido de azufre (SO_2), el monóxido de dinitrógeno (N_2O), el monóxido de nitrógeno (NO), el dióxido de nitrógeno (NO_2) y los clorofluorocarbonos (CFC) (por ejemplo, CF_2Cl_2, mejor conocido como freón 12, que se utiliza como refrigerante). Como veremos en los capítulos posteriores, estos contaminantes son los responsables de la mayor parte de los problemas ambientales asociados con la atmósfera.

2. Establezca la diferencia entre

a. masa y peso

b. balanza química y escala de resorte

c. escalas de temperatura Celsius y Fahrenheit

d. escalas de temperatura Kelvin y Celsius

e. densidad y densidad relativa

3. Explique cómo determinaría la masa de un objeto en

a. balanza de plataforma

b. balanza de flecha triple

4. "El peso de un pequeño frasco de medicina fue de 8.53 g sobre una balanza de flecha triple". Analice esta afirmación.

✓ Problemas

Cifras significativas (véase la sección 2.5)

5. Determine el número de cifras significativas en los siguientes números:

a. 107

b. 265

c. 828,060

d. 2809

e. $37\overline{0}$

f. 0.006

6. Determine el número de cifras significativas en los siguientes números:

a. 129

b. 0.0604

c. 12.04

d. 0.0060180

e. $125\overline{0}$

f. 1250

Operaciones matemáticas que contienen cifras significativas (véase la sección 2.6)

7. Redondee a tres cifras significativas los números siguientes:

a. 2.436

b. 2.4768

c. 8.6850

d. 10.455

e. 13.350

f. 96,750

8. Redondee a tres cifras significativas los siguientes números:

a. 10.62

b. 3.876

c. 0.0045350

d. 0.78453

e. 6.987

f. 3.462

9. La relación de libra a kilogramo en Estados Unidos es 1 lb = 0.453592428 kg. Redondee este número a tres cifras significativas.

10. Realice las operaciones matemáticas indicadas y exprese su respuesta con el número de cifras significativas adecuado.

a. $4.78 + 7.3654 + 0.5$

b. $0.423 + 76.720 + 4.6494$

c. $14.745 - 2.60$

d. $0.5642 - 0.230$

e. 6.02×3.0

f. 0.650×563

g. 0.22×0.324 **h.** $\dfrac{194}{24}$

i. $\dfrac{625}{17.5}$

Exponentes (véase la sección 2.7)

11. Exprese 37,500 como 3.75×10^n.

12. Exprese 0.00325 como 3.25×10^n.

Notación científica (véase la sección 2.7)

13. Exprese los siguientes números en notación científica con tres cifras significativas:

a. 975 **b.** 9,840,000

c. 0.000632 **d.** 0.007275

14. Exprese lo siguiente en notación científica con tres cifras significativas:

a. 0.000325 **b.** 7,290,000

c. 4778 **d.** 0.0005265

15. El 14 de marzo de 1986, la nave espacial europea *Giotta* interceptó al cometa Haley a unos 93 millones de millas en el espacio. Exprese esta distancia con dos cifras significativas en notación científica.

Operaciones matemáticas que incluyen notación exponencial (véase la sección 2.7)

16. Realice las operaciones indicadas con los siguientes números exponenciales:

a. $4.24 \times 10^3 + 1.50 \times 10^3$ **b.** $4.73 \times 10^2 + 7.6 \times 10^1$

c. $3.75 \times 10^3 - 2.63 \times 10^3$ **d.** $6.54 \times 10^5 - 3 \times 10^3$

e. $6.45 \times 10^3 \times 1.32 \times 10^2$ **f.** $3.28 \times 10^6 \times 1.42 \times 10^{-2}$

g. $\dfrac{6.62 \times 10^6}{2.82 \times 10^2}$ **h.** $\dfrac{9.36 \times 10^{-5}}{2.32 \times 10^{-2}}$

17. Determine el valor de cada uno de los siguientes números:

a. $\sqrt{25.0 \times 10^8}$ **b.** $\sqrt{1.25 \times 10^5}$

c. $\sqrt{6.75 \times 10^9}$ **d.** $\sqrt{3.74 \times 10^{-7}}$

18. Realice las operaciones indicadas en los siguientes números exponenciales:

a. Eleve 1.26×10^3 a la segunda potencia.

b. Eleve 1.83×10^8 a la segunda potencia.

c. Eleve 1.47×10^2 a la tercera potencia.

d. Eleve 3.65×10^3 a la tercera potencia.

Conversiones del sistema métrico (véase la sección 2.8)

19. Realice cada una de las siguientes conversiones mostrando el procedimiento para obtener el resultado:

a. 3.1 kg a gramos **b.** 13,000 m a kilómetros

c. 25 mg a kilogramos

d. 600 mL a litros

e. 8750 mL a kilolitros

f. 0.0042 m a nanómetros

20. Realice cada una de las siguientes conversiones mostrando el procedimiento para obtener el resultado:

a. 7.4 km a metros

b. 18,000 g a kilogramos

c. 75 mg a kilogramos

d. 875 mL a litros

e. 40.0 pm a nanómetros

f. 4.2 mL a centímetros cúbicos

21. Sume las siguientes masas: 375 mg, 0.500 g, 0.003000 kg, 200.0 cg y 1.00 dg. ¿Cuál es la masa total en gramos?

22. Sume las siguientes longitudes: 6.0000000 km, 370.00 cm, 7.0000 m y 0.4 mm. ¿Cuál es la longitud total en metros?

23. En Estados Unidos la relación entre una yarda y un metro es: 1 yd = 0.9144 m; ¿cuál es la relación entre una yarda y un centímetro? Exprese la respuesta con tres cifras significativas.

Conversiones de temperatura (véase la sección 2.8)

24. Convierta cada una de las siguientes temperaturas a grados Fahrenheit y a Kelvin:

a. 38ºC

b. $12\overline{0}$°C

c. −32ºC

d. $-11\overline{0}$°C

25. Convierta cada una de las siguientes temperaturas a grados Celsius y a Kelvin:

a. 68ºF

b. −12ºF

c. −45ºF

d. $32\overline{0}$°F

26. El nitrógeno líquido tiene un punto de ebullición de 77 K a la presión de una atmósfera (atm). ¿Cuál es el punto de ebullición en la escala Fahrenheit?

27. ¿A qué temperatura las escalas Celsius y Fahrenheit tienen la misma lectura numérica? Exprese la respuesta con tres cifras significativas.

28. La temperatura más fría registrada oficialmente en Estados Unidos fue de −79.8ºF en el Prospect Creek, Alaska, el 23 de enero de 1971. ¿Qué temperatura es ésta en la escala Celsius?

29. La temperatura más baja registrada en el mundo fue de −89.2ºC en la Estación Antártica Soviética el 21 de julio de 1983. ¿Cuál es esta temperatura en grados Fahrenheit?

30. La temperatura más alta registrada en el mundo fue de 136.4ºF en Aziza, Libia, en el desierto del Sahara, el 13 de septiembre de 1922. ¿Cuál es esta temperatura en grados Celsius?

Conversiones de densidad (véase la sección 2.2 y 2.8)

31. Calcule la densidad en g/mL para cada uno de los siguientes incisos:

a. una pieza de metal con un volumen de $6\overline{0}$ mL y una masa de $3\overline{00}$ g

b. una sustancia que ocupa el volumen de $7\overline{0}$ mL y tiene una masa de 165 g

c. una muestra de metal que ocupa un volumen de 5.0 mL y con una masa de 65 g

d. una pieza de metal que mide 2.0 cm × 0.10 dm × 25 mm y que tiene una masa de 30.0 g

32. Calcule el volumen, en mililitros, que ocupan las siguientes muestras a 20ºC:

a. una muestra de tetracloruro de carbono que tiene una masa de 65.0 g; $d^{20^\circ} =$ 1.60 g/mL

b. una muestra de ácido acético que tiene una masa de $32\overline{0}$ g; $d^{20^\circ} =$ 1.05 g/mL

c. una muestra de cloroformo que tiene una masa de 37.5 g; $d^{20^\circ} =$ 1.49 g/mL

d. una muestra de benceno con una masa de 2.5 kg; $d^{20^\circ} = 8.8 \times 10^2$ kg/m^3

33. Calcule, en gramos, la masa de cada una de las siguientes muestras:

a. un volumen de 35.0 mL de éter; $d^{20^\circ} =$ 0.708 g/mL

b. un volumen de 185 mL de glicerina; $d^{20^\circ} =$ 1.26 g/mL

c. un volumen de 64.5 mL de tetracloruro de carbono; $d^{20^\circ} =$ 1.60 g/mL

d. un volumen de 0.150 L de bromo; $d^{20^\circ} =$ 3.12 g/mL

Densidad relativa (véase la sección 2.9)

34. Calcule el volumen, en litros, que ocupa cada una de las siguientes muestras (véase la tabla 2.4):

a. una muestra de ácido sulfúrico (conc.) que tiene una masa de 285 g

b. una muestra de ácido acético que tiene una masa de 725 g

c. una muestra de cloroformo que tiene una masa de 0.560 kg

d. una muestra de tetracloruro de carbono que tiene una masa de 2.20 kg

35. Calcule, en gramos, la masa de cada una de las siguientes muestras (véase la tabla 2.4):

a. un volumen de 20.0 mL de benceno

b. un volumen de $15\overline{0}$.0 mL de ácido acético

c. un volumen de 1.65 L de cloroformo

d. un volumen de 3.35 L de tetracloruro de carbono

Problemas generales

36. Un campo de fútbol mide $1\overline{00}$ yardas (yd) de longitud de una meta a la otra. ¿Cuál es la longitud, expresada en metros, de esta parte del campo? (3 pies = 1 yd, 1 pie = 0.305 m).

37. Una pieza del metal vanadio se fabrica en forma de cubo con 2.30 cm en cada lado. La pieza de metal tiene una masa de 72.5 g. Calcule la densidad del metal vanadio en g/mL.

38. La leyenda nos dice que el Arca de Noé tenía "300 codos de largo, 50 codos de ancho y 30 codos de alto". Para el propósito de nuestro problema, suponga que estos números son $3\overline{00}$ codos de largo, $5\overline{0}$ codos de ancho y $3\overline{0}$ codos de alto. Un codo es una unidad antigua de medida basada en la longitud del antebrazo de una persona y, en general, su equivalencia se ubica entre 17 y 21 pulgadas. Calcule la dimensión máxima y la mínima del arca en pies. (*Clave*: ¿Cuál habría sido el tamaño del arca si Noé hubiera tenido un antebrazo de 21 pulgadas? ¿Si hubiera tenido un antebrazo de 17 pulgadas?

39. En noviembre de 1987 un iceberg se desprendió de la masa gélida del Antártico y flotó libre hacia el océano abierto. Se calculó que el trozo de hielo medía 98 millas de longitud, 25 millas de ancho y casi 750 pies de espesor.

a. Una piscina convencional contiene 24,000 galones (gal) de agua. ¿Cuántas de estas piscinas podríamos llenar con el iceberg? Suponga que el hielo es un bloque casi rectangular de estas dimensiones y que sólo contiene agua. Algunos factores útiles son: 5280 pies = 1 mi y 1 pie^3 = 7.48 gal.

b. Calcule la masa del iceberg en kilogramos con dos cifras significativas (1 pie^3 = 28.3 L, y la densidad del hielo = 0.917 g/mL).

✓ Cuestionario A del capítulo 2 (secciones 2.5 a 2.7)

1. Determine el número de cifras significativas de los siguientes números:

a. 1080 **b.** 0.06520

2. Redondee los siguientes números a tres cifras significativas:

a. 12.450 **b.** 3.749

3. Exprese los números siguientes en notación científica con tres cifras significativas:

a. 875,000 **b.** 0.00295

4. Realice las siguientes operaciones y exprese la respuesta en notación científica con tres cifras significativas:

a. $3.85 \times 10^3 + 2.11 \times 10^2$

b. $3.42 \times 10^8 \times 2.15 \times 10^{-2}$

c. $\sqrt{6.24 \times 10^9}$

d. Eleve 1.23×10^2 a la tercera potencia.

✓ Cuestionario B del capítulo 2 (secciones 2.8 y 2.9)

1. Convierta 925 mg a kilogramos. Exprese su respuesta en notación científica.

2. Convierta 725 μg a gramos. Exprese su respuesta en notación científica.

3. Convierta $-1\overline{00}$°C a grados Fahrenheit y a Kelvin.

4. Calcule la masa en gramos de 0.600 L (a 20ºC) de ácido acético ($d^{20°}$ = 1.05 g/mL).

5. Calcule el volumen en mililitros (a 20ºC) de 0.400 kg de cloroformo (ge = $1.49^{20°/4}$).

Cloruro de sodio (Fórmula: NaCl)

El compuesto CLORURO DE SODIO: un viejo amigo, la sal

La sal puede obtenerse por la evaporación del agua del mar, o directamente del suelo de los depósitos salinos.

Nombre: Puede conocerla como sal o sal de mesa, pero también se le llama sal de roca, sal de mar o cloruro de sodio. Como mineral, el cloruro de sodio se denomina halita.

Apariencia: El cloruro de sodio (NaCl) es un sólido cristalino que se funde a alta temperatura. La sal desmenuzada o los pequeños cristales de sal parecen blancos, pero los cristales grandes son casi incoloros.

Presencia: El cloruro de sodio es una parte indispensable de la dieta de todos los mamíferos (incluidos los humanos). La sal se encuentra en los océanos, donde constituye cerca de 2.8 g de cada 100 g de agua de mar (2.8%). También se halla en grandes depósitos sobre la tierra, los que presuntamente derivan de la desecación de los mares interiores que se separaron de los océanos. Así, de una u otra manera toda la sal viene de los océanos.

Origen: Casi toda la sal se obtiene por uno de dos métodos: se extrae directamente de los depósitos salinos o se obtiene por evaporación del agua de mar en grandes estanques merced a la acción del Sol. La sal de algunos depósitos contiene otros compuestos, como son el cloruro de calcio ($CaCl_2$) y el cloruro de magnesio ($MgCl_2$), pero algunos depósitos producen sal con un 99.8% de cloruro de sodio puro.

Su importancia en nuestro mundo: El cloruro de sodio es una de las materias primas principales de la industria química. Casi todos los compuestos que contienen sodio o cloro son de algún modo derivados de la sal. Las sustancias químicas importantes producidas mediante el uso del cloruro de sodio incluyen el metal sodio, el gas cloro, el ácido clorhídrico, el carbonato de sodio, el bicarbonato de sodio, el hipoclorito de sodio (blanqueador a base de cloro) y el hidróxido de sodio (sosa caústica o lejía). Además, la sal es un elemento importante en la fabricación de jabones y tintes; se utiliza en la metalurgia del estaño, en la cerámica vidriada y para teñir pieles.

Históricamente, la sal ha jugado un papel importante en el desarrollo del comercio y de la economía mundial. Puesto que la sal es un ingrediente indispensable de la dieta humana y que desde la Antigüedad ha demostrado ser un conservador alimenticio útil, se le ha dado un gran valor y se la ha utilizado en el comercio. La sal proveniente de las minas de Europa Central se comerció extensamente por toda Europa, el Medio y el Lejano Oriente. Las primeras rutas comerciales son mencionadas a veces como "rutas de la sal". De hecho, la palabra "salario" deriva de la palabra latina *salarium*, que se refiere al dinero que se les daba a los soldados romanos con el propósito de comprar sal. A pesar de que la sal constituye una parte importante de la industria química, en la actualidad es menos valiosa que en tiempos antiguos porque ya existe una variedad de métodos para obtenerla.

Acontecimientos raros: En la mayoría de los climas húmedos, la sal absorbe la humedad del aire y se aterrona. Aunque estos terrones se deshacen con facilidad, pueden resultar molestos. Esta absorción de humedad se debe a la cantidad de vestigios de cloruro de calcio y cloruro de magnesio presentes en la sal. Curiosamente, la sal pura nunca se aterrona.

Química sustentable y CTS

Alcoholímetro

Un medicamento socialmente aceptable que merece mención es el **alcohol etílico**, comúnmente llamado alcohol, y que es el componente activo que se encuentra en las bebidas alcohólicas. El principal efecto del consumo de alcohol es la depresión del sistema nervioso central; el bebedor tiende a relajarse y a sentirse menos inhibido. Si se llega a un nivel de alrededor de 0.2% de alcohol en la sangre, se produce la borrachera, que toma la forma de la pérdida del autocontrol y el equilibrio físico.

En el año 2004, en la Ciudad de México, los accidentes automovilísticos arrojaron una cifra estratosférica de 1544 muertos, la mayoría a causa del influjo de las bebidas alcohólicas. Debido a esto, el 19 de septiembre del 2003 se puso en marcha el operativo "Alcoholímetro".

Este programa, implementado por la Secretaría de Seguridad Pública (SSP) capitalina, tiene la finalidad de disminuir los accidentes viales por este motivo.

Pero, ¿cómo funciona el alcoholímetro?, o bien, ¿para qué nos sirve?

Objetivo del alcoholímetro: Se trata de una prueba que determina, a través del aliento expirado, el grado de alcohol en la sangre de una persona.

El instrumento utilizado en la Ciudad de México, conocido como TH 403, se trata de un aparato altamente preciso, diseñado para cuantificar la concentración de alcohol etílico en la sangre de una persona que ha ingerido bebidas alcohólicas. El principio de su funcionamiento está basado en el trabajo de numerosos investigadores en el campo de la medicina, que han establecido que a partir de la ingesta de una bebida alcohólica, el aire expirado contiene vapores etílicos y a partir de los 15 minutos de la ingestión, la concentración de alcohol en el aire expirado es proporcional a la concentración alcohólica de la sangre circulante a través de los pulmones.

El equipo contiene una boquilla desechable para protección del ciudadano. Todo el aliento expirado se introduce al aparato.

El alcoholímetro debe ser calibrado antes de usarse por primera vez y posteriormente de forma periódica para garantizar su precisión. **Para obtener resultados más precisos, se deben esperar 20 minutos después de comer o beber antes de efectuar la prueba.** Esto, para que el aire que proviene de los pulmones no sea alterado por el alcohol que esté presente en la boca, lo cuál podría dar un resultado superior. Generalmente, el sensor de alcohol (altamente sensible) puede ser afectado por la temperatura o la humedad. La unidad se debe mantener en un lugar limpio y seco a temperaturas entre 10 y 40°C.

Para realizar la prueba, se pide a la persona que sople a través de la boquilla como si estuviera inflando un globo, durante tres o cuatro segundos. Una vez que el alcoholímetro realiza el análisis de la muestra, los resultados se imprimen en una hoja que registra los siguientes datos:

- Número de serie del equipo
- Número de examen
- La última calibración del equipo
- Fecha del examen
- Hora
- Resultado de la prueba (mg de alcohol/L de aire expirado).

Norma permitida por la SSP: 0.4 mg alcohol/L de aire espirado.

Sanción 12 a 36 horas de arresto, sin derecho a fianza.

Costo del instrumento $23,000.

Existen muchos otros modelos en diversos países. Los hay de todo tipo, según su calidad, formato, tamaño, funcionamiento, precio, etc. En materia de alcoholímetros, las posibilidades son múltiples.

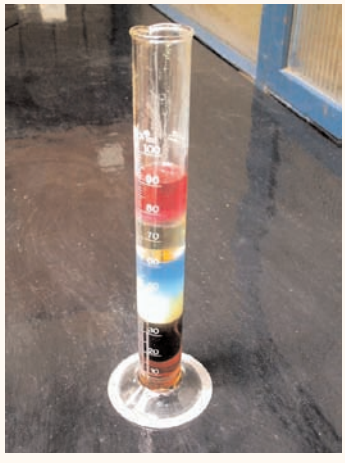
Esta prueba tiene una gran desventaja: la equivalencia de los niveles de alcohol no siempre es exacta, pues también depende del metabolismo y la constitución física de cada persona.

La puesta en marcha de este operativo en la Ciudad de México ha generado mucha controversia en el campo legal, ya que algunos juristas señalan que este programa es anticonstitucional porque viola las garantías individuales.

Explícalo tú: Columna de colores

Algunos conceptos relacionados: densidad, solubilidad, viscosidad

En una probeta de 100 mL agregar lentamente 20 mL de cada una de las siguientes sustancias, respectivamente: miel de maple, suavizante de ropa, agua coloreada de azul,* aceite para cocinar y alcohol coloreado de rojo.*



Reflexiones

¿Cuántas fases se observan?

¿Puede explicar el porqué de las diferentes capas?

Para saber más consulte las páginas 20, 44 y 45.

* Utilizar colorante para repostería

Capítulo 3

Materia y energía

La interacción de la luz con la materia se aprecia en la fotosíntesis, un proceso esencial para la vida.

Objetivos del capítulo 3

1. Relacionar y entender las características de los tres estados físicos de la materia (sección 3.1).
2. Ser capaz de diferenciar entre materia homogénea y heterogénea y entre los distintos tipos de materia homogénea. Nombrar un elemento a partir de su símbolo e identificar el símbolo por su nombre, y clasificar las sustancias comunes como compuestos, elementos o mezclas (sección 3.2).
3. Determinar el número de átomos y el nombre de los elementos a partir de una unidad de un compuesto y escribir la fórmula de un compuesto a partir del número de átomos y el nombre de los elementos en una unidad de compuestos (sección 3.3).
4. Clasificar las propiedades físicas y químicas y los cambios físicos y químicos de las sustancias (sección 3.4).
5. Calcular el calor específico de una sustancia y utilizarlo en los diferentes cálculos (sección 3.5).
6. Definir y comprender *las leyes de la conservación de la masa* y de *la energía* (sección 3.6).
7. Distinguir entre elementos metálicos y no metálicos (sección 3.7).

Cuenta regresiva

5. Determine el número de cifras significativas en los siguientes números (sección 2.5).

a. 87.42 (4) **b.** 0.0305 (3)
c. 16.40 (4) **d.** $36\bar{0}$ (3)

4. Realice las siguientes operaciones y exprese su respuesta con el número adecuado de cifras significativas (secciones 2.5 y 2.6).

a. $\dfrac{3.652 \times 12.4}{1.25}$ (17.3)

b. $12.46 \times 0.0231 =$ (0.288)

c. $\dfrac{14.85}{2.1} =$ (7.1)

d. $\dfrac{3.42 \times 6.851}{13.2 \times 0.0124} =$ (143)

3. Calcule la densidad del silicio en g/mL si el silicio tiene un volumen de 11.5 cm^3 y una masa de 26.7 g (secciones 2.1, 2.2 y 2.5). (2.32 g/mL)

2. Realice las operaciones indicadas y exprese su respuesta en notación científica con el número adecuado de cifras significativas (secciones 2.5 y 2.7):

a. $\dfrac{1.65 \times 10^4 \times 35\bar{0}}{\overline{1000}} =$ (5.78×10^3)

b. $\dfrac{1.00 \times 68\bar{0}}{0.315 \times (65 - 45)} =$ (1.1×10^2)

1. El punto de fusión del silicio es $257\bar{0}$°F, ¿cuál es en grados Celsius y Kelvin? (sección 2.8). (1410°C, 1683 K)

¿Qué tienen en común un helado y el acero? ¿Qué tienen en común la arena y el yodo? ¿Qué tienen en común el kriptón y la cera para autos? No importa que algo sea frío o caliente, brillante u opaco, duro o blando, húmedo o seco —en realidad, no importan los adjetivos que los describan—, todo es materia. En el capítulo 2 definimos la materia como algo que tiene masa y ocupa un espacio. En este capítulo consideraremos diferentes tipos de materia y estudiaremos sus propiedades y los cambios que experimentan.

3.1 Los estados físicos de la materia

Estado físico Cualquiera de las tres formas en las que puede existir la materia, gas, líquido o sólido; el estado depende de la temperatura del entorno y la presión atmosférica, así como de las características específicas del tipo particular de materia.

Resuelva el problema 3.

La materia existe en tres **estados físicos:** sólido, líquido o gaseoso, dependiendo de la temperatura, la presión atmosférica y las características específicas del tipo de materia que se trate. Cierto tipo de materia puede existir en los tres estados físicos, por ejemplo, el agua como muestra la figura 3.1. Otro tipo de materia se divide en nuevas sustancias (se descompone) cuando se intenta cambiar su estado físico. El azúcar común existe bajo condiciones normales sólo en estado sólido. Los intentos por cambiarla al estado líquido o al gaseoso mediante el calentamiento a la presión atmosférica dan como resultado su decomposición: se vuelve caramelo de color café a negro conforme se descompone en carbón y vapor de agua (véase la figura 3.2).

3.2 Composición y propiedades de la materia

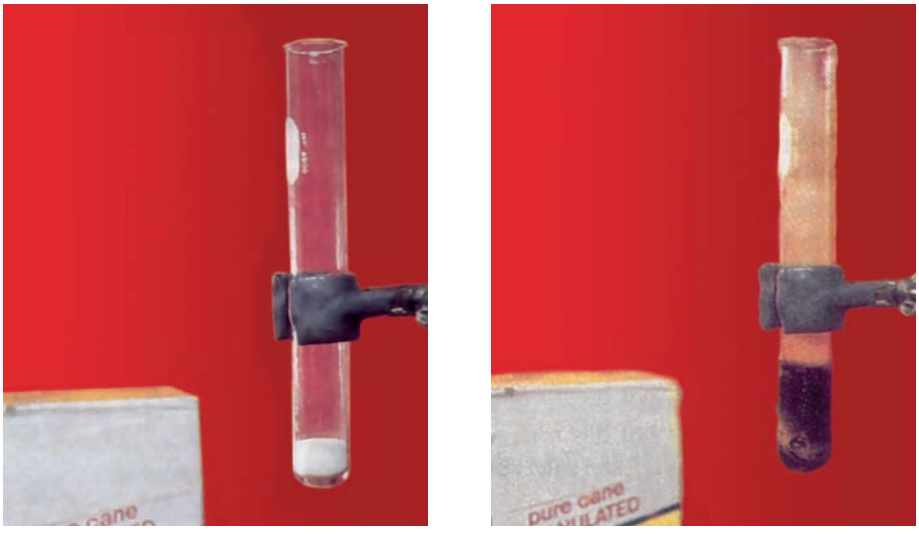
Independientemente de su estado físico, toda la materia es homogénea o heterogénea.

Materia heterogénea y homogénea

Materia homogénea Materia que es uniforme en su composición y propiedades en la totalidad de la muestra.

La materia homogénea y la heterogénea difieren entre sí en un aspecto muy claro. La **materia homogénea** es *uniforme* en su composición y propiedades. Es igual en toda su

FIGURA 3.1
Los tres estados físicos del agua: sólido (nieve, hielo), líquido y gaseoso (nubes —el agua en un gas).



(a) (b)

Figura 3.2
(a) Azúcar antes del calentamiento.
(b) Descomposición del azúcar para producir carbón y vapor de agua.

masa. La **materia heterogénea** no es *uniforme* en su composición ni en sus propiedades. Consta de dos o más *porciones* o *fases* físicamente distintas y distribuidas de manera irregular. Una clase integrada por mujeres sería una analogía para la materia homogénea, mientras que una clase de hombres y mujeres sería análoga a la materia heterogénea.

Materia heterogénea Materia que no es uniforme en su composición ni en sus propiedades en la totalidad de la muestra, sino que está compuesta por dos o más sustancias distintas distribuidas en forma irregular.

A la materia heterogénea también se le denomina comúnmente *mezcla*. Una **mezcla** está constituida por dos o más sustancias puras, cada una de las cuales mantiene su identidad y propiedades específicas. Las propiedades de la mezcla dependen de la porción de la misma que se esté observando. En muchas mezclas las sustancias se pueden identificar con facilidad mediante la observación visual. Por ejemplo, en una mezcla de sal y arena es posible distinguir, a simple vista o mediante el uso de una lupa, los cristales blancos de la sal y los cristales de color café de la arena. De la misma manera, en una mezcla de hierro y azufre, la observación visual podrá identificar el azufre amarillo y el hierro negro. Por lo común, las muestras pueden ser separadas mediante una operación sencilla que no cambiará la composición de las diferentes sustancias puras que las conforman. Por ejemplo, es posible separar una mezcla de sal y arena utilizando agua. La sal se disuelve en el agua pero no la arena. Si, después de eliminar la arena evaporamos el agua, dejaremos entonces la sal pura. Una mezcla de hierro y azufre se podrá separar disolviendo el azufre en disulfuro de carbono líquido (el hierro es insoluble) o atrayendo el hierro a un imán (el azufre no es atraído).

Mezcla Materia heterogénea compuesta por dos o más sustancias puras, cada una de las cuales conserva su identidad y sus propiedades específicas.

Además, podemos dividir la materia homogénea en tres categorías: mezclas homogéneas, disoluciones y sustancias puras. Una **mezcla homogénea** es homogénea en todas sus partes y está constituida por dos o más sustancias puras cuyas propiedades pueden *variar* sin límite alguno en ciertos casos. Las propiedades de las sustancias no dependen de la parte de la materia que se está observando; todas las muestras de la sustancia se ven igual. Un ejemplo de una mezcla homogénea es el aire no contaminado, que es una mezcla de oxígeno, nitrógeno y ciertos gases.

Mezcla homogénea Materia homogénea en todas sus partes y compuesta por dos o más sustancias puras cuyas proporciones pueden variar en algunos casos ilimitadamente.

Por lo general, a las mezclas de gases se las denomina mezclas homogéneas, pero las mezclas homogéneas compuestas por gases, líquidos o sólidos disueltas en *líquidos* se denominan *disolución*. Una **disolución** es homogénea en todas sus partes y está compuesta por dos o más sustancias puras. Sin embargo, su composición puede variar *dentro de ciertos límites*. Algunos ejemplos comunes de disoluciones son las de azúcar (azúcar disuelta en

Disolución Mezcla homogénea que contiene dos o más sustancias puras: por lo general se puede variar su composición dentro de ciertos límites.

agua), las de sal (sal disuelta en agua), el agua corbonatada (bióxido de carbono disuelto en agua), las de alcohol (alcohol etílico disuelto en agua) y el vinagre (ácido acético disuelto en agua). En algunos casos, los sólidos se pueden disolver en otros sólidos para formar mezclas homogéneas llamadas disoluciones sólidas. El latón es una disolución sólida que consiste en zinc disuelto en cobre.

Sustancia pura Sustancia caracterizada por su composición definida y constante y por tener propiedades definidas y constantes bajo una serie de condiciones determinadas.

Una **sustancia pura** se caracteriza por una *composición definida y constante*. Tiene *propiedades definidas y constantes* bajo una serie de condiciones determinadas. Una sustancia pura obedece a nuestra definición de materia homogénea no sólo porque es uniforme en su composición y sus propiedades sino también porque tiene una composición definida y constante, y propiedades definidas y constantes. Los ejemplos de sustancias puras incluyen el agua, la sal (cloruro de sodio), el azúcar (sacarosa), el óxido mercúrico o de mercurio(II), el oro, el hierro y el aluminio.

Las mezclas homogéneas y las soluciones difieren de las sustancias puras en que las mezclas están constituidas por dos o más sustancias puras en proporciones variables, mientras que las sustancias puras tienen *composiciones definidas y constantes*.

Compuestos y elementos

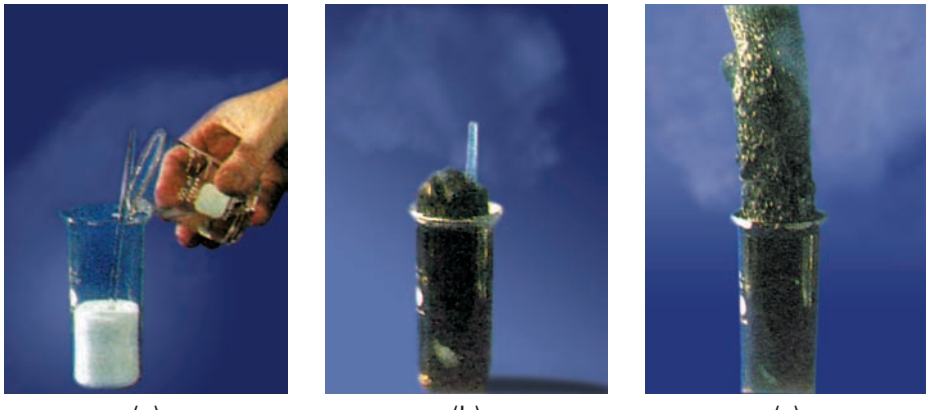
Compuestos Cualquier sustancia pura que se puede descomponer por medios químicos en dos o más sustancias diferentes y más simples.

Elementos Cualquier sustancia pura que no se puede descomponer por medios químicos ordinarios en dos o más sustancias diferentes y más simples.

Átomo La parte más pequeña de un elemento que puede existir y exhibir las propiedades de ese elemento, incluida la capacidad de reaccionar con otros átomos.

Las sustancias puras se dividen en dos grupos: compuestos y elementos. Un **compuesto** es una sustancia pura que se *puede descomponer* mediante diferentes métodos químicos en dos o más sustancias simples. Como señalamos antes, el agua, la sal, el azúcar y el óxido mercúrico o de mercurio(II) son sustancias puras. Pero también estos compuestos se pueden descomponer. Por ejemplo, la aplicación de una corriente eléctrica puede hacer que el agua se separe en hidrógeno y oxígeno y la sal en sodio y cloro. La adición de ácido sulfúrico al azúcar la descompone en carbono y agua (figura 3.3), y el calentamiento del óxido mercúrico o de mercurio(II) lo descompone en mercurio y oxígeno.

Un **elemento** es una sustancia pura que no puede ser descompuesta en sustancias más sencillas utilizando los medios químicos ordinarios. El oro, el aluminio, el hidrógeno, el oxígeno, el sodio, el cloro, el carbono y el mercurio son elementos. A su vez, los elementos están compuestos por átomos. Los **átomos** son las "piezas" más pequeñas de un elemento que pueden existir y sin dejar de ser ese elemento. Podríamos comparar esto con una playa arenosa; la playa (el elemento) está formado por granos individuales (átomos) de arena. La figura 3.4 sintetiza la clasificación de la materia.



(a) (b) (c)

FIGURA 3.3
Adición de ácido sulfúrico al azúcar para producir carbón y agua.

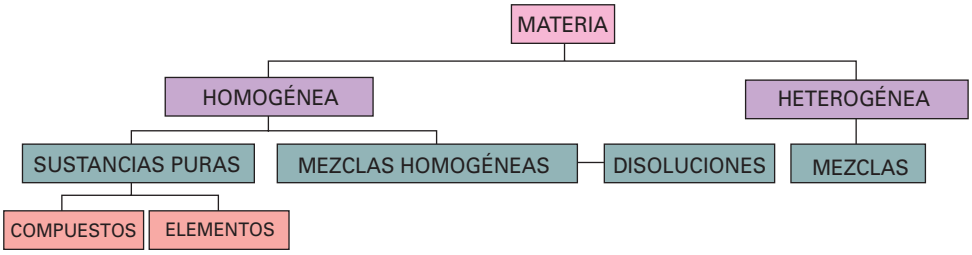


FIGURA 3.4
Clasificación de la materia

Al momento de escribir este libro existen 111 elementos, 90 de los cuales se han encontrado en forma natural. Los 21 restantes se han producido de manera sintética mediante reacciones nucleares (véase el capítulo 19). Pequeñas cantidades de algunos de estos elementos también pueden existir en forma natural. La tabla 3.1 muestra la clasificación de acuerdo con la abundancia relativa (porcentaje por masa) de los primeros 10 elementos (véase la figura 3.5 para las fotografías de estos elementos) existentes en la corteza terrestre (las 10 millas superiores, incluidos los océanos y la atmósfera).

La lista de todos los elementos y sus símbolos se encuentran en la parte interior de la portada de este libro. Puesto que muchos de los elementos son mencionados en raras ocasiones en un curso de química básica, en la tabla 3.1 sólo hemos incluido los 47 más comunes. Usted *deberá* aprender los *nombres y símbolos* de los 47 elementos que se presentan en la tabla 3.1. Para lograrlo sugerimos que elebore pequeñas tarjetas. Por ejemplo, el símbolo para el cobre es Cu, así que sobre una tarjetita (corte por la mitad una tarjeta de archivo de 3 × 5 pulgadas) escriba "cobre" de un lado y "Cu" del otro. Haga lo mismo con todos los elementos que se encuentran en la tabla 3.1. Repase cada una de las tarjetas hasta que las conozca todas y continúe repasándolas hasta que no las olvide.

Resuelva los problemas 4 y 5.

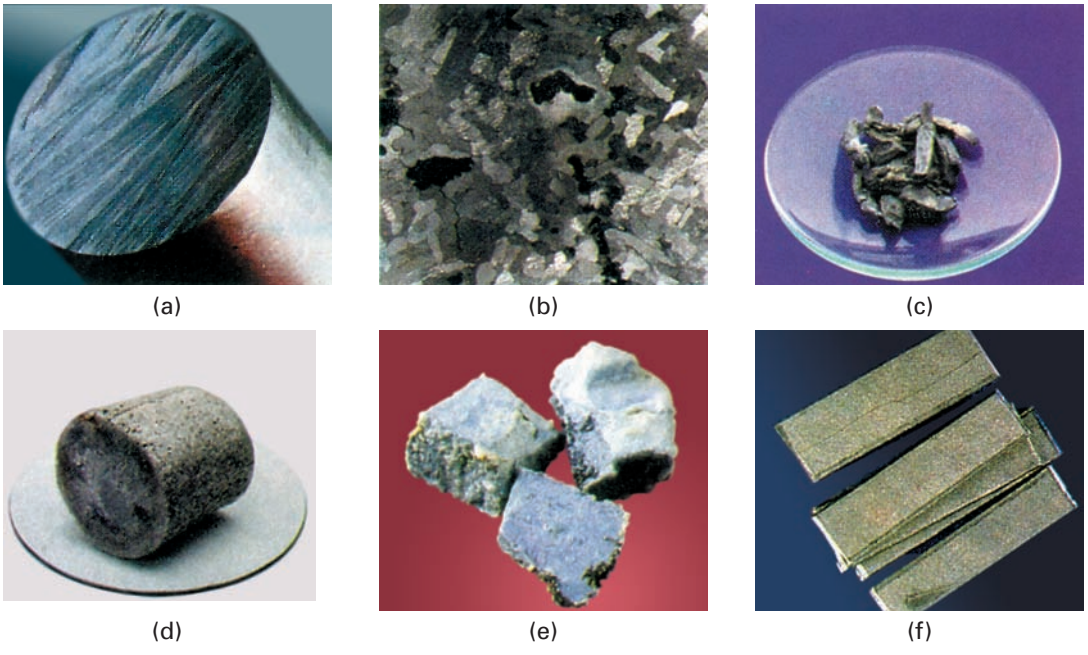


FIGURA 3.5
Diferentes elementos de la corteza terrestre. Los números entre paréntesis señalan la clasificación (por ciento por masa) en la corteza de la Tierra. (a) Aluminio (3); (b) hierro (4); (c) calcio (5); (d) sodio (6); (e) potasio (7); (f) titanio (10).

TABLA 3.1 **Algunos de los elementos comunes con su símbolo, y la clasificación de la abundancia relativa (por ciento por masa) sobre la corteza terrestre para los 10 primeros elementos**

ELEMENTO	SÍMBOLO[a]	CLASIFICACIÓN (POR CIENTO POR MASA)[b]	ELEMENTO	SÍMBOLO[a]	CLASIFICACIÓN (POR CIENTO POR MASA)[b]
Aluminio	Al	3(7.5)	Litio	Li	
Antimonio	Sb		Magnesio	Mg	8(1.9)
Argón	Ar		Manganeso	Mn	
Arsénico	As		Mercurio	Hg	
Bario	Ba		Neón	Ne	
Berilio	Be		Níquel	Ni	
Bismuto	Bi		Nitrógeno	N	
Boro	B		Oxígeno	O	1(49.5)
Bromo	Br		Fósforo	P	
Cadmio	Cd		Platino	Pt	
Calcio	Ca	5(3.4)	Potasio	K	7(2.4)
Carbono	C		Radio	Ra	
Cloro	Cl		Selenio	Se	
Cromo	Cr		Silicio	Si	2(25.7)
Cobalto	Co		Plata	Ag	
Cobre	Cu		Sodio	Na	6(2.6)
Flúor	F		Estroncio	Sr	
Oro	Au		Azúfre	S	
Helio	He		Estaño	Sn	
Hidrógeno	H	9(0.9)	Titanio	Ti	10(0.6)
Yodo	I		Uranio	U	
Hierro	Fe	4(4.7)	Xenón	Xe	
Kriptón	Kr		Zinc	Zn	
Plomo	Pb				

[a] Algunos de estos símbolos no parecen estar relacionados con los nombres de los elementos. En tales casos, el símbolo se ha obtenido a partir del nombre latino con el que se conoció el elemento durante siglos.

Nombre del elemento	Nombre latino (símbolo)
Antimonio	*Stibium* (Sb)
Cobre	*Cuprum* (Cu)
Oro	*Aurum* (Au)
Hierro	*Ferrum* (Fe)
Plomo	*Plumbum* (Pb)
Mercurio	*Hydrargyrum* (Hg)
Potasio	*Kalium* (K)
Plata	*Argentum* (Ag)
Sodio	*Natrium* (Na)
Estaño	*Stannum* (Sn)

[b] Por ciento (%) significa partes por cien; es decir, hay 7.5 partes de masa de aluminio (Al) en $\overline{100}$ partes de masa de los elementos totales de la corteza terrestre.

3.3 Moléculas. La ley de las proporciones definidas

Las combinaciones de átomos del mismo o de diferentes elementos forman las *moléculas*, las estructuras que conforman muchos compuestos. Las **moléculas** son las partículas más pequeñas de una sustancia pura que pueden existir y sufrir cambios químicos. Están construidas por *átomos* del mismo o de diferentes elementos reunidos por diversas fuerzas. Los ejemplos de sustancias que existen como moléculas incluyen el monóxido de carbono, el agua y el gas oxígeno.

Molécula La partícula más pequeña de una sustancia pura que puede existir y sufrir cambios químicos.

Debido a que el símbolo químico de un elemento también representa un átomo de ese elemento, los químicos expresan la composición de los compuestos en términos de su constitución atómica utilizando las *fórmulas químicas*. Para los compuestos y elementos que existen como moléculas, expresamos su composición mediante una *fórmula molecular*. (En el capítulo 6 se describe un tipo de compuesto denominado *compuesto iónico*, que se expresa en *unidades fórmula*). Una **fórmula molecular** está compuesta por una serie adecuada de símbolos elementales que representan *una* molécula del compuesto o elemento. Por ejemplo, considere la fórmula molecular del monóxido de carbono, CO, la cual muestra que una molécula de monóxido de carbono está compuesta por un átomo de carbono (C) y un átomo de oxígeno (O). Cuando una molécula de un compuesto contiene más de un átomo de un elemento específico, el símbolo para este elemento lleva el subíndice adecuado en la fórmula molecular. Por ejemplo, el agua, H_2O (léase "H dos O"), cuenta con dos átomos de hidrógeno (H) y un átomo de oxígeno (O) en cada molécula. De la misma manera, el gas oxígeno, O_2, cuenta con dos átomos de oxígeno en cada molécula. El subíndice no se utiliza cuando está presente un solo átomo de un elemento.

Fórmula molecular Forma de expresar la composición de una molécula de un compuesto o un elemento utilizando los símbolos básicos para cada elemento que participa y los subíndices que manifiestan el número de átomos (arriba de uno) de este elemento en la molécula, esta fórmula muestra el número, real de átomos de cada elemento que hay en cada molécula del compuesto.

Si tenemos la fórmula molecular de un compuesto podemos determinar los átomos presentes de cada elemento así como el número total de átomos presentes en la molécula.

EJEMPLO 3.1 Determine el número de átomos de cada elemento y escriba el nombre del elemento en el número total de átomos en cada una de las fórmulas moleculares siguientes:

	Respuesta	
	Átomos de cada elemento en una molécula	Número total de átomos
a. CO_2 (bióxido de carbono)	1 carbono, 2 oxígenos	3
b. NO (monóxido de nitrógeno)	1 nitrógeno, 1 oxígeno	2
c. H_2S (sulfuro de hidrógeno)	2 hidrógenos, 1 azufre	3
d. H_2O_2 (peróxido de hidrógeno)	2 hidrógenos, 2 oxígenos	4
e. CH_4O (alcohol metílico)	1 carbono, 4 hidrógenos, 1 oxígeno	6

De igual manera, si conocemos el número de átomos de cada elemento en una molécula del compuesto, podemos escribir la fórmula molecular.

EJEMPLO 3.2 A partir del número de átomos de cada elemento en una unidad de compuesto, escriba la fórmula molecular para cada uno de los compuestos siguientes:

	Respuesta
a. trióxido de azufre: 1 azufre, 3 oxígenos	SO_3
b. alcohol etílico 2 carbonos, 6 hidrógenos, 1 oxígeno	C_2H_6O
c. éter etílico: 4 carbonos, 10 hidrógenos, 1 oxígeno	$C_4H_{10}O$
d. etilenglicol (utilizado en anticongelantes): 2 carbonos, 6 hidrógenos, 2 oxígenos	$C_2H_6O_2$
e. clorofila a: 55 carbonos, 72 hidrógenos, 1 magnesio, 4 nitrógenos, 5 oxígenos	$C_{55}H_{72}MgN_4O_5$

Ejercicio de estudio 3.1

Determine el número de átomos de cada elemento y escriba el nombre del elemento y el número total de átomos en cada una de las fórmulas siguientes:

a. SiO_2 (bióxido de silicio, arena) (1 silicio, 2 oxígenos, 3)

b. $Mg(OH)_2$ (hidróxido de magnesio, leche de magnesia) (*Clave:* Aclaración del paréntesis. El subíndice se refiere a todo lo que incluye el paréntesis). (1 magnesio, 2 oxígenos, 2 hidrógenos, 5)

Ejercicio de estudio 3.2

A partir del número de átomos de cada elemento en una unidad de compuesto, escriba la fórmula para cada uno de los compuestos siguientes:

a. benceno: 6 carbonos, 6 hidrógenos (C_6H_6)

b. éter metil *tert*-(terciario)-butílico: (un aditivo para la gasolina): 5 carbonos, 12 hidrógenos, 1 oxígeno ($C_5H_{12}O$)

Resuelva los problemas 6 y 7.

La figura 3.6 sintetiza las relaciones entre los átomos, moléculas, fórmulas unitarias, elementos y compuestos.

La fórmula molecular del agua (H_2O) no varia ya se trate de agua del río Mississippi o de agua pura destilada. [Es posible encontrar otras impurezas en el agua, tales como contaminantes en las aguas negras y las que contienen desechos industriales (lamentablemente se encuentran en grandes ríos), pero la fórmula del agua sigue siendo H_2O.]

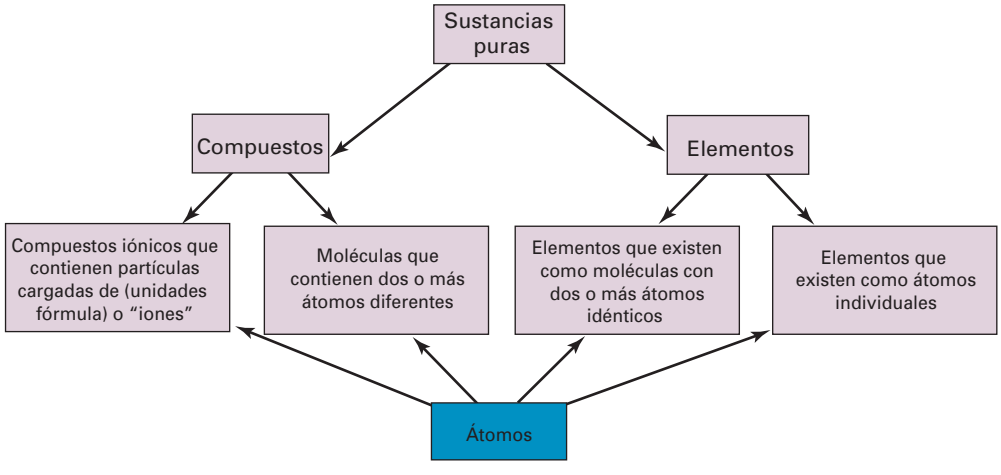


FIGURA 3.6
Compendio de átomos, moléculas, partículas cargadas (unidades fórmulas), elementos y compuestos. Observe que los átomos son fundamentales para los compuestos y los elementos.

Esta fórmula definida para el agua se expresa en la ley de las proporciones definidas o de la composición constante. La **ley de las proporciones definidas** o **de la composición constante** establece que un determinado compuesto puro siempre contiene los mismos elementos en *exactamente* las mismas proporciones en cualquier cantidad de *masa*. Por ejemplo, exactamente 1.0080 partes por masa de hidrógeno se combinan con 7.9997 partes por masa de oxígeno para formar agua. También, 2.0160 g (2×1.0080) de hidrógeno se combinan con 15.9994 g (2×7.9997) de oxígeno para formar agua. Posteriormente (en la sección 8.5), tomaremos en cuenta el planteamiento general que se utilizó para obtener la fórmula del agua como H_2O, sin embargo, por ahora podemos establecer que la composición por masa para un compuesto puro es invariable.

Ley de las proporciones definidas (de la composición constante) Establece que un determinado compuesto puro contiene siempre los mismos elementos exactamente en las mismas proporciones por masa.

La ley de las proporciones definidas o de la composición constante ilustra con con facilidad una de las principales diferencias entre las mezclas y los compuestos. Un compuesto, que ya hemos clasificado como materia homogénea, tiene una composición constante de elementos por masa. Pero una mezcla, clasificada como materia homogénea y heterogénea, tiene una composición *variable* de elementos o compuestos por masa. Otras dos diferencias importantes entre mezclas y compuestos son las siguientes:

1. Las sustancias individuales (elementos o compuestos) de una mezcla pueden identificarse con frecuencia, pero los elementos de un compuesto pierden su carácter elemental cuando se forma un compuesto.
2. Los componentes de una mezcla pueden ser separados mediante operaciones sencillas que no cambian las identidades de los componentes individuales, pero un compuesto no puede ser separado en sustancias más sencillas sin cambiar la identidad del material.

3.4 Propiedades y cambios de las sustancias puras

De la misma manera que cada persona tiene su propia apariencia y personalidad, cada sustancia pura tiene sus propiedades que la distinguen de otras sustancias. Las propiedades de las sustancias puras se dividen en físicas y químicas.

Propiedades físicas son aquellas propiedades que se pueden observar sin cambiar la composición de la sustancia. Incluyen el color, el olor, el sabor, la solubilidad, la densidad, el punto de fusión y el punto de ebullición. Las propiedades físicas de una sustancia pura son semejantes a la apariencia apariencia física de una persona. Podemos observar su pelo, el color de sus ojos y su altura o su peso sin cambiar a la persona en ningún sentido (véase la figura 3.7).

Propiedades físicas Propiedades de una sustancia que se pueden observar sin cambiar su composición misma.

Propiedades químicas son aquellas propiedades que pueden ser observadas sólo cuando una sustancia sufre un cambio en su composición. Incluyen el hecho de que el hierro se oxide, que el calor o la gasolina se quemen en el aire, que el agua sufra electrólisis y que el cloro reaccione con violencia frente al sodio. Las propiedades químicas de una sustancia pura son un poco análogas a la personalidad de un individuo. ¿Es agradable o desagradable, amistoso o gruñón, agresivo o tímido? (Véase la figura 3.7). La tabla 3.2 muestra algunas propiedades físicas y químicas del agua y del hierro.

Propiedades químicas Propiedades de una sustancia que se puden observar sólo cuando dicha sustancia sufre un cambio en su composición.

Ejercicio de estudio 3.3

Las siguientes propiedaes del elemento silicio; clasifique cada una como propiedad física o química.

a. elemento frágil de color oscuro (física)

b. reacciona con el ácido fluorhídrico (HF) (química)

Resuelva los problemas 8 y 9.

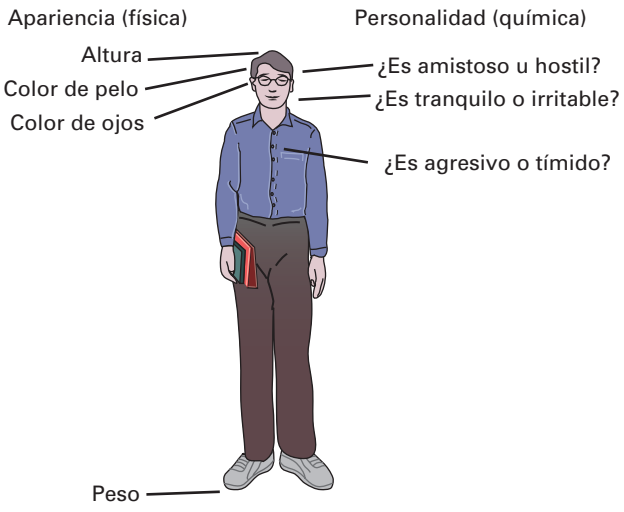


FIGURA 3.7
Las propiedades físicas y químicas son análogas a la apariencia y personalidad de un individuo.

Cambios de las sustancias puras

De la misma manera que las sustancias puras tienen propiedades físicas y químicas, experimentan también cambios físicos y químicos.

Cambios físicos Todos los cambios que sufre una sustancia que no alteren su composición química.

Los **cambios físicos** son modificaciones que se presentan *sin* un cambio en la composición de la sustancia. Los cambios en el estado del agua entre hielo y líquido (fusión y congelación) y entre líquido y vapor de agua (ebullición y condensación) son ejemplos de cambios físicos (véase la figura 3.8).

$$\text{hielo} \rightleftharpoons \text{agua líquida} \rightleftharpoons \text{vapor de agua} \qquad (3.1)$$

Debemos establecer la diferencia entre una propiedad y un cambio; una propiedad distingue a una *sustancia* de otra, pero un cambio es una *conversión* de una *forma* a otra. El *punto de fusión* de una sustancia es una *propiedad* física, mientras que el proceso de *fusión*, es

TABLA 3.2 **Algunas propiedades físicas y químicas del agua y del hierro**

	Físicas						
			Calor específico[a]				
Sustancia	Color	Densidad (g/mL a 20°C)	cal/g·°C	J/kg·K	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)[b]	Químicas
Agua (líquido)	Incoloro	0.998	1.000	4.18×10^3	0	100	Sufre electrólisis; produce hidrógeno y oxígeno
Hierro (sólido)	Blanco grisáceo	7.874	0.108	4.52×10^2	1535	3000	Se oxida; reacciona con el oxígeno y el aire para formar un óxido de hierro [óxido de hierro(III)]

[a] Véase la sección 3.5.
[b] A 1.00 presión atmosférica.

decir, el paso de un sólido a un líquido, es un *cambio* físico. El cambio físico en una sustancia es semejante al cambio en la apariencia de un hombre cuando usa un saco informal. El cambio de diferentes prendas no cambia a la persona.

Los **cambios químicos** son modificaciones que se pueden observar sólo cuando se presenta un *cambio* en la composición de la sustancia. *Se forman nuevas sustancias*. Las propiedades de las nuevas sustancias son diferentes de las sustancias anteriores. En un cambio químico puede producirse un gas, puede haber desprendimiento de calor (se calienta el matraz), puede ocurrir un cambio de color o puede aparecer una sustancia insoluble. Nuestros ejemplos anteriores (véase la sección 3.2) del efecto de la electricidad sobre el agua y la sal, del ácido sulfúrico sobre el azúcar y del calor en el óxido de mercurio(II) son casos de cambio químico. Los elementos pueden sufrir cambio químico para producir compuestos, como cuando el gas cloro reacciona con violencia al combinarse con metal de sodio para producir cloruro de sodio, la sal de mesa común (véase la figura 3.9). Otro ejemplo común de un cambio químico es la herrumbre sobre las salpicaderas de un auto causada por las sales (cloruro de sodio o cloruro de calcio) que se emplean durante el invierno para fundir el hielo en las calles. El metal (acero, hierro) forma un óxido de hierro hidratado de color rojo y pierde sus propiedades metálicas (véase figura 3.10). El cambio químico en una sustancia es análogo al cambio en la personalidad de un individuo. Por ejemplo, suponga que una persona malhumorada se encuentra con otra persona, posiblemente del sexo opuesto, y se vuelve amistosa, esto es, una "nueva" persona.

En la tabla 3.3 se presentan los diversos cambios y se les clasifica como químicos o físicos

Ejercicio de estudio 3.4

Clasifique cada uno de los siguientes cambios como físicos o químicos:

a. cortar pan para combinarlo con carne picada y preparar un pastel de carne

(físico)

b. cocinar la carne picada con salsas adecuadas a 350°F durante una hora y cuarto

(químico)

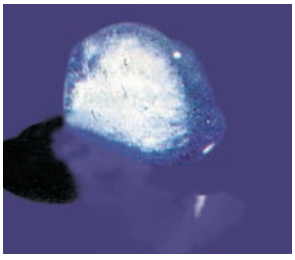


FIGURA 3.8
El cambio de estado del agua al pasar de hielo a líquido es el efecto de un cambio físico.

Cambios químicos Cambios que dan como resultado modificaciones en la composición de la sustancia. Dan origen a nuevas sustancias.

Resuelva los problemas 10 y 11.

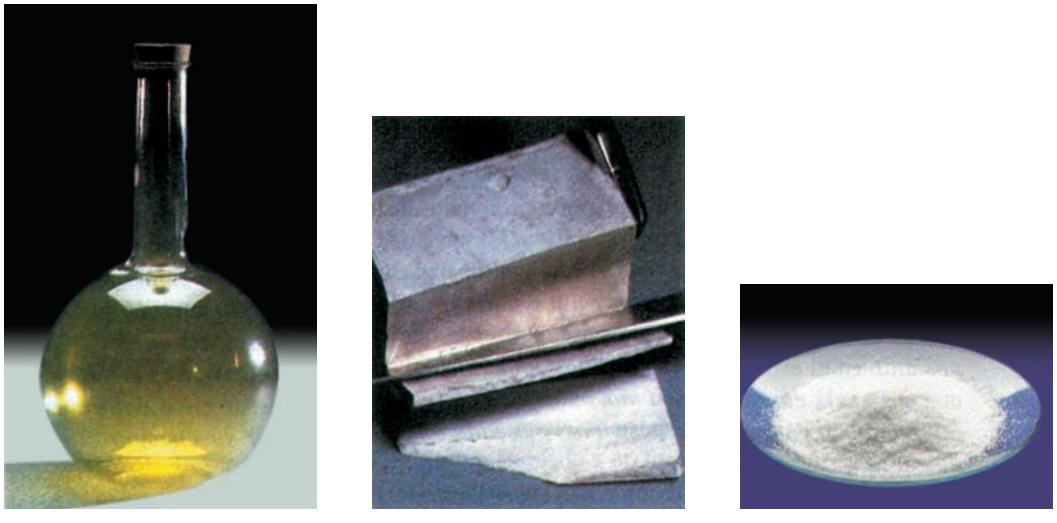


FIGURA 3.9
(a) El gas cloro reacciona con (b) el metal sodio para formar (c) cloruro de sodio. Éste es un ejemplo de cambio químico.

FIGURA 3.10
La herrumbre de las salpicaderas de un auto es un ejemplo de cambio químico.

TABLA 3.3 **Clasificación de los cambios en físicos y químicos**

CAMBIO	CLASIFICACIÓN
Ebullición del agua	Físico
Congelación del agua	Físico
Electrólisis del agua	Químico
Reacción del cloro con sodio	Químico
Fusión del hierro	Físico
Oxidación del hierro	Químico
Corte de madera	Físico
Combustión de la madera	Químico
Masticación de un alimento	Químico
Digestión del alimento	Químico

Energía Capacidad para realizar un trabajo o de transferir calor.

Energía potencial Energía que posee una sustancia en virtud de su posición en el espacio o de su composición química.

Energía cinética Energía que posee una sustancia en virtud de su movimiento.

Tú y la Química

3.5 Energía

Todos los cambios y transformaciones en la naturaleza están acompañados por cambios en la energía. La **energía** es definida como la capacidad para realizar un trabajo o transferir calor. Los principales tipos de energía son energía mecánica, calor, energía eléctrica, energía química y energía luminosa o radiante. La energía también puede ser potencial o cinética. La **energía potencial** es la que posee una sustancia en virtud de su *posición* en el espacio o de su *composición química*. La **energía cinética** es la que posee una sustancia en virtud de su *movimiento*. Una roca en lo alto de un risco tiene energía potencial, pero cuando cae su *energía potencial disminuye* y *su energía cinética aumenta*.

Las sustancias químicas como son el gas natural y la gasolina tienen energía potencial alta (véase la figura 3.11). A medida que se lleva a cabo la combustión, esta energía potencial se transforma en energía calórica, para producir calor en nuestros hogares, y en energía mecánica, para hacer funcionar nuestros autos. El arranque de un auto es un ejemplo de la transformación de las formas de energía. Cuando se gira la llave de encendido,

FIGURA 3.11
El combustible de un jet tiene energía potencial elevada. Al quemarse para producir calor, disminuye la energía potencial y aumenta la energía cinética.

la energía proveniente del acumulador de plomo (energía química) produce una corriente eléctrica (energía eléctrica) que es transmitida hacia el motor de arranque (energía mecánica) y hacia las bujías (energía eléctrica y calor), que a su vez se transfiere al cigüeñal (energía mecánica). El carro se mueve (energía cinética) cuando se conecta la transmisión

Clave del estudio: También nuestros cuerpos transforman energía de una a otra forma. Convertimos los alimentos (energía química) en energía mecánica (movimiento), energía eléctrica (impulsos nerviosos), y otras formas de energía química (grasa almacenada).

Medida de la energía

Las transformaciones de la energía son el núcleo de la vida. En la fotosíntesis, la luz solar (energía radiante o luminosa) inicia los procesos químicos que crean los carbohidratos (energía química). La forma de energía más común, el calor, es la energía que se transfiere de una sustancia a otra cuando existe una diferencia de temperatura entre ambas. Es la energía asociada con el movimiento aleatorio de las moléculas. La cantidad de calor obtenido o perdido por un objeto se mide en calorías o joules. Una **caloría** (**cal**) es igual a la cantidad de calor necesario para elevar la temperatura de 1 g de agua de 14.5° a 15.5°C. El SI utiliza el **joule** (**J**, que se pronuncia "yul") como unidad estándar de medida de energía. La relación entre la caloría y el joule es

$$1\ cal = 4.184\ J \tag{3.2}$$

En la actualidad los químicos utilizan ambas unidades —calorías y joules—, y nosotros utilizaremos en diferentes ocasiones ambas series de unidades.

En nutrición se utiliza la gran caloría o Caloría (Cal), que es igual a 1000 calorías pequeñas o kilocalorías (Kcal). Cuando se quema, en el cuerpo, una cucharada de azúcar (12 g) produce 45 Cal o Kcal, lo que equivale a 45,000 cal de calor. Una lata de refresco (355 mL) tiene un valor calórico de 160 Cal. Para una actividad como puede ser ir a la escuela, los hombres requieren un promedio de cerca de 3000 Cal/día y las mujeres requieren casi 2200. Algunas actividades requieren más Calorías que otras.

Calor Energía transferida de una sustancia a otra cuando hay una diferencia de temperatura entre ellas: este tipo de energía se asocia con el movimiento aleatorio de las moléculas.

Caloría (cal) Unidad estándar para la medida del calor; 1 cal es igual a la cantidad de calor necesario para elevar la temperatura de 1 g de agua, de 14.5 a 15.5°C.

Joule (J) Unidad estándar para la medida del calor en el Sistema Internacional (SI); 4.184 J = 1 cal.

Tú y la Química

Calor específico

Calor específico Los joules de calor necesarios para elevar 1.00 K la temperatura de 1.00 kg de una sustancia o las calorías necesarias para elevar en 1.00°C la temperatura de 1.00 g de una sustancia.

Una propiedad física de la materia es que requiere una cierta cantidad de calor para producir un cambio en la temperatura, por unidad de masa de una sustancia determinada. A esto se le denomina calor específico de la sustancia. El **calor específico** se define como el número de joules requerido para elevar la temperatura de 1.00 kg de una sustancia a 1.00 K, *o* el número de calorías necesario para elevar la temperatura de 1.00 g de una sustancia en 1.00°C.

$$\text{Calor específico} = \frac{\text{joules}}{\text{kg·K}} \text{ o } \frac{\text{calorías}}{\text{g·°C}} \qquad (3.3)$$

La figura 3.12 ilustra la diferencia entre el calor específico del agua (líquido) y del cloruro de sodio (sal). En la tabla 3.4 se muestra el calor específico de algunas sustancias en ambas unidades. Observe que el agua tiene un valor específico relativamente alto, mientras que las otras sustancias tienen valores relativamente bajos. Esto es, el agua puede absorber más calor por grado de temperatura que el que pueden absorber otros materiales. Este comportamiento explica que el agua sea un agente de enfriamiento efectivo en el radiador de los automóviles. Puede enfriar el motor sin que su temperatrura se eleve demasiado.

EJEMPLO 3.3 Si 75.0 cal de calor eleva la temperatura de 10.0 g de un metal desconocido de 25.0° a 60.0°C exactamente, calcule el calor específico del metal en cal/g·°C.

RESULTADO Las unidades de calor específico (cal/g·°C) nos ayudan a calcular el calor específico como sigue:

$$\frac{75.0 \text{ cal}}{10.0 \text{ g} \times (60.0 - 25.0)^\circ\text{C}} = 0.214 \text{ cal/g·°C} \qquad \textit{Respuesta}$$

Clave del estudio: Las unidades nos guían en los cálculos. Necesitamos eliminar del denominador las unidades de kilogramos y kelvines y para ello deben aparecer en alguna parte del numerador. Cuando las unidades son "correctas", ¡por lo general también lo es la respuesta!

EJEMPLO 3.4 Calcule el número de joules requerido para elevar la temperatura de 0.120 kg de cloruro de sodio (sólido) de 298 a 358 K.

RESULTADO A partir de la tabla 3.4 sabemos que el calor específico del cloruro de sodio (sólido) es 8.54×10^2 J/kg·K. El número de joules se calcula como sigue:

$$\frac{8.54 \times 10^2 \text{ J}}{1 \text{ kg·K}} \times 0.120 \text{ kg} \times (358 - 298) \text{ K} = 6150 \text{ J} \qquad \textit{Respuesta}$$

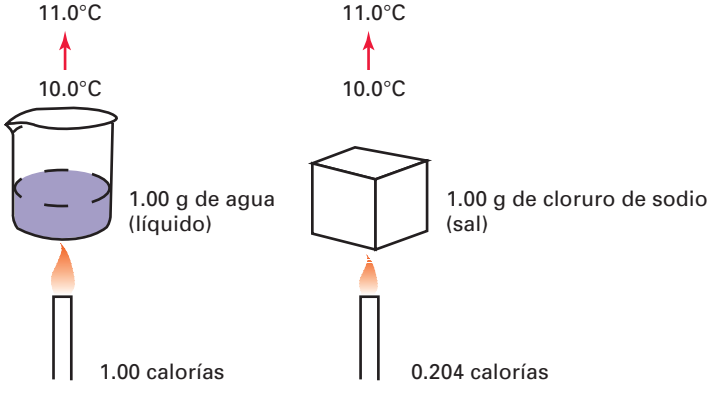


Figura 3.12 Comparación del calor específico del agua (líquida) y del cloruro de sodio (sal). Observe la diferencia en calorías de la energía calórica.

TABLA 3.4 **Calor específico de algunas sustancias**

SUSTANCIA	CALOR ESPECÍFICO cal/g·°C	CALOR ESPECÍFICO J/kg·K[a]
Agua (líquido)	1.00	4.18×10^3
Aluminio (sólido)	0.217	9.08×10^2
Plomo (sólido)	0.0310	1.30×10^2
Azúcar (sólido)	0.299	1.25×10^3
Plata (sólido)	0.0570	2.38×10^2
Cloruro de sodio (sal, sólido)	0.204	8.54×10^2

[a]Véase la sección 2.7 para un análisis relacionado con exponentes y notación científica.

EJEMPLO 3.5 Calcule el número de joules necesarios para elevar la temperatura de 250 g de plomo (sólido) de 373 a 473 K.

RESULTADO Por la tabla 3.4 sabemos que el calor específico del plomo (sólido) es de 1.30×10^2 J/kg·K. El número de joules se calcula como sigue:

$$\frac{1.30 \times 10^2 \text{ J}}{1 \text{ kg·K}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \times 250 \text{ g} \times (473 - 373) \text{ K} = 3.25 \times 10^3 \text{ J} \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 3.6 Calcule la cantidad en gramos de aluminio (sólido) utilizado, si se requieren 800 cal de calor para calentarlo de 40° a 80°C.

RESULTADO Según la tabla 3.4, el calor específico del aluminio (sólido) es de 0.217 cal/g·°C. Se nos pide la cantidad de aluminio en gramos, de manera que en la respuesta deberán aparecer las unidades en gramos. El factor 0.217 cal/g·°C se debe invertir para resolver en gramos, y el resultado es:

$$\frac{1.00 \text{ g·°C}}{0.217 \text{ cal}} \times \frac{800 \text{ cal}}{(80 - 40)\text{°C}} = 92 \text{ g} \qquad \textit{Respuesta}$$

Observe que el número (0.217) y las unidades (calorías) están invertidas. La respuesta se da con dos cifras significativas puesto que hay dos cifras significativas en el número 80.

EJEMPLO 3.7 Calcule la cantidad en gramos de agua (líquida) utilizada si se requieren 3.25×10^3 J de calor para calentarla de 293 a 313 K.

RESULTADO Según la tabla 3.4, el calor específico del agua (líquida) es de 4.18×10^3 J/kg·K. Si se nos pide la cantidad de agua en gramos, deberá aparecer la masa (en kilogramos) en la respuesta. Se debe invertir el factor 4.18×10^3 J/kg·K para que la respuesta sea:

$$\frac{1.00 \text{ kg·K}}{4.18 \times 10^3 \text{ J}} \times \frac{3.25 \times 10^3 \text{ J}}{(313 - 293)\text{K}} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 38.9 \text{ g} \qquad \textit{Respuesta}$$

Clave del estudio: Si se le proporcionan o piden los datos del calor en joules o kilojoules, utilice el calor específico de la sustancia en J/kg•K. Si se le proporcionan o piden los datos del calor en calorías o kilocalorías, utilice el calor específico de la sustancia en cal/g·°C.

Ejercicio de estudio 3.5
Calcule el número de kilocalorías necesarias para elevar la temperatura de 0.200 kg de agua (líquida) de 15.0° a 90.0°C (véase la tabla 3.4).

(15.0 Kcal)

Ejercicio de estudio 3.6
Calcule la masa del plomo (solido) en gramos utilizado para elevar su temperatura de 115° a 225°C si absorbe 90.0 cal (véase la tabla 3.4).

(26.4 g)

Resuelva los problemas del 12 al 17

3.6 Leyes de la conservación

Ley de la conservación de la energía Principio que establece que la energía no puede ser creada ni destruida, aunque pueda ser transformada de una forma a otra.

Ley de conservación de la masa Principio que establece que la masa no se crea ni se destruye y que la masa total de las sustancias involucradas en el cambio físico o químico permanece constante.

Las relaciones entre las diferentes formas de energía se describen en la **ley de la conservación de la energía**,* la cual establece que la *energía* no se crea ni se destruye; sólo se puede transformar de una forma a otra. La **ley de conservación de la masa**,† que corresponde a la ley de la conservación de la energía, establece que *la masa* no se crea ni se destruye y que la masa total de las sustancias que participan en un cambio físico o químico permanece constante dentro de nuestra capacidad para detectar los cambios en ella.

Por ejemplo, consideremos la reacción del hidrógeno y el oxígeno para producir agua (cambio químico)

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

$$\text{hidrógeno} + \text{oxígeno} \rightarrow \text{agua}$$

$$4.0320\ \text{g} + 31.9988\ \text{g} = 36.0308\ \text{g} \qquad (3.4)$$

En esta reacción, 4.0320 g de hidrógeno se combinan con 31.9988 g de oxígeno para producir 36.0308 g de agua. La *suma* de las masas de los *reactivos* (hidrógeno y oxígeno) es *igual* a la masa del *producto* (agua), puesto que la masa ni se crea ni se destruye, como se muestra en la figura 3.14.

En 1905, el físico germano-estadounidense Albert Einstein (1879-1955) concluyó que, bajo ciertas condiciones, la masa y la energía se pueden interconvertir. Es decir, la energía se puede cambiar a materia y la materia se puede cambiar a energía. Combinando las leyes de conservación de la masa y de conservación de la energía en la ley de conservación de la masa y la energía, Einstein observó que, mientras la energía y la masa *pueden* ser interconvertidas, el total de la masa y la energía de un sistema permanece constante.

Cuando alguna masa es convertida en energía, la energía liberada es igual a la masa consumida por la velocidad de la luz al cuadrado [$E = mc^2$, donde c es la velocidad de la luz o 3.0×10^8 m/seg(s)]. Así, de la conversión de una cantidad muy pequeña de masa a energía, resultaría una cantidad enorme de calor. Por ejemplo, si 1 gramo de masa se cambiara completamente a calor (9×10^{13} J), ¡sería suficiente para calentar un pequeño lago montañoso de 0° a 100°C! Este proceso es la base de la bomba atómica y de las plantas de energía nuclear (véase el capítulo 19).

*A James Prescott Joule (1818-1889), físico inglés, se le acredita la formulación de esta ley a mediados del siglo XIX. En su honor se ha llamado joule a la unidad de energía.

†Antoine Laurent Lavoisier [(lå‘vwå’ zyā), 1743-1794; véase la sección 1.3], quien publicó sus resultados en 1789, tiene el crédito de la formulación de esta ley. Su esposa, Marie Paulze Lavoisier, fue su valiosa colaboradora. Ella realizaba los dibujos de laboratorio a medida que él trabajaba con sus asistentes (véase la figura 3.13). Lavoisier fue decapitado en 1794 durante la Revolución Francesa. Marie Lavoisier no fue ejecutada.

FIGURA 3.13
Antoine Laurent Lavoisier y su esposa Marie Paulze Lavoisier, quien fue una valiosa colaboradora en sus logros científicos. (The Granger Collection, Metropolitan Museum of Art, Nueva York).

Por fortuna, estos grandes cambios son muy raros. En las reacciones químicas comunes, los cambios de energía son relativamente pequeños (2×10^5 a 2×10^6 J), y los cambios de masa correspondientes son extremadamente pequeños (2×10^{-8} a 2×10^{-9} g). Este cambio en la masa es tan pequeño que resulta imperceptible, aun utilizando las más finas balanzas de que se dispone. De esta manera, *las leyes de conservación de la masa y de conservación de la energía son válidas para todos los cambios químicos*.

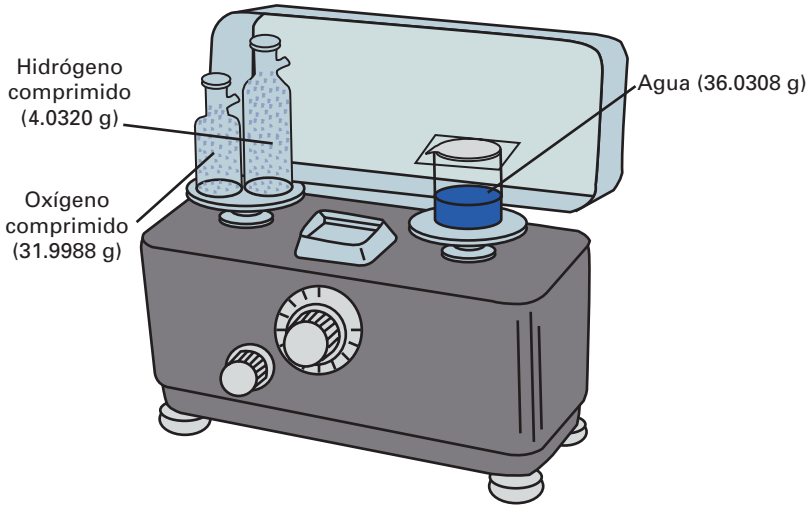


FIGURA 3.14
La ley de la conservación de la masa se ilustra mediante la reacción del hidrógeno con el oxígeno para producir agua. Si la suma de las masas de los recipientes de la izquierda es igual a la masa del recipiente de la derecha, entonces la masa del hidrógeno y del oxígeno en los recipientes a presión es igual a la masa del agua que se encuentra en el vaso.

3.7 División de los elementos. Metales y no metales: propiedades físicas y químicas

Metales Elementos que tienen brillo, conducen bien la electricidad y el calor, son maleables y dúctiles, tienen densidades y puntos de fusión altos, son duros y no se combinan entre sí con facilidad.

Maleable Susceptible de ser forjado mediante el impacto con un martillo.

Dúctil Susceptible de ser estirado para formar un alambre delgado.

Los químicos dividen los elementos en metales y no metales. La base de esta división son las propiedades físicas y químicas.

En *general*, los **metales** tienen las propiedades siguientes:

- ✔ Tienen mayor lustre (brillo), como es el caso de la plata.
- ✔ Conducen bien la electricidad y el calor, como es el caso del cobre.
- ✔ Son **maleables** (es posible darles forma golpeándolos con un martillo), como es el caso del estaño.
- ✔ Son **dúctiles** (es posible estirarlos para formar un alambre delgado), como es el caso del cobre (véase la figura 3.15).
- ✔ En su mayor parte, tienen densidades altas, como en el caso del plomo ($d^{20^\circ} = 11.34$ g/mL).

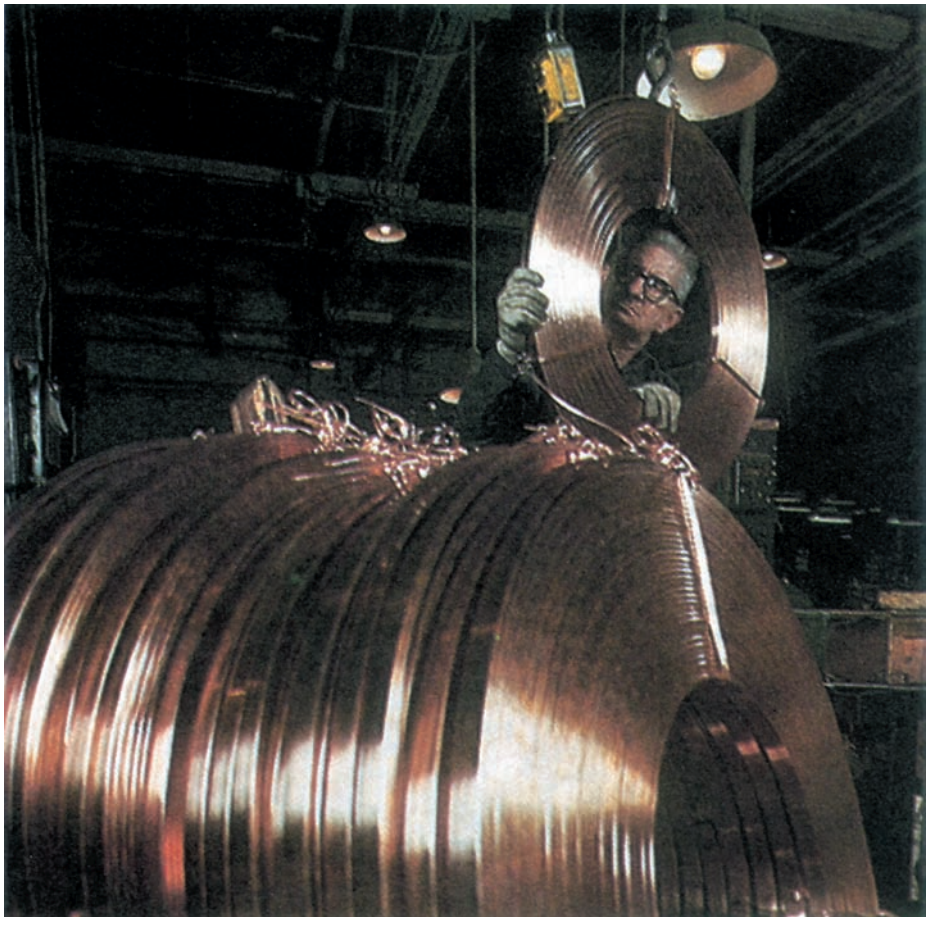


FIGURA 3.15
La mayor parte de los metales son dúctiles, se pueden estirar para formar una variedad de alambres. En esta foto, se muestra la preparación de alambre de cobre en forma rectangular.

- ✔ Muchos tienen puntos de fusión altos, como es el caso del hierro (pf = 1535°C). Por tanto, los metales son generalmente sólidos a la temperatura ambiente. La excepción son el mercurio (Hg), el galio (Ga) y el cesio (Cs), líquidos a la temperatura ambiente.
- ✔ Casi todos son duros, como es el caso del hierro, el tungsteno y el cromo. Sin embargo, algunos son suaves, por ejemplo, el sodio y el plomo.

En *general*, los metales tienen las propiedades químicas siguientes:

- ✔ No es fácil combinarlos entre sí.
- ✔ Se combinan con los no metales y por tanto, es común encontrarlos en la naturaleza en forma combinada. El hierro puede hallarse combinado con el oxígeno o el azufre, y el aluminio con el oxígeno y el silicio o sólo con el primero. Algunos metales relativamente no reactivos se encuentran en la naturaleza en **estado libre**, es decir, no combinados con ningún otro elemento. En estado libre se encuentran el oro, la plata, el cobre y el platino.

Estado libre Término que describe a un elemento que existe de manera independiente, no combinado con ningún otro elemento.

Las propiedades físicas y químicas de los metales que acabamos de mencionar son propiedades *generales* que varían de un metal a otro. Por lo regular los metales exhiben muchas de estas propiedades, aunque *no necesariamente todas*.

En cambio, las propiedades físicas de los **no metales** difieren en general de las propiedades de los metales. Las propiedades físicas generales de los no metales son las siguientes:

No metales Elementos cuyas características son diferentes a las de los metales y que se combinan fácilmente con metales y con otros no metales.

- ✔ No suelen ser lustrosos, sino opacos, por ejemplo el azufre y el carbono (grafito).
- ✔ Son habitualmente malos conductores del calor y de la electricidad, como es el caso del azufre.
- ✔ No son dúctiles ni maleables, sino más bien frágiles, por ejemplo, el carbono (véase la figura 3.16).
- ✔ Tienen bajas densidades, como es el caso de los gases nitrógeno y oxígeno.

Figura 3.16
La mayor parte de los no metales son muy frágiles y se fragmentan cuando se los golpea. Los trozos de carbón (principalmente carbono) se pueden quemar para producir calor.

- ✔ Tienen un punto de fusión bajo, de manera que por lo menos existe un no metal en cada uno de los tres estados físicos de la materia. El azufre, el fósforo, el carbono y el yodo son sólidos, el bromo es un líquido, y el flúor, el cloro, el nitrógeno y el oxígeno son gases a la temperatura ambiente y a la presión atmosférica.
- ✔ Son blandos, como en el caso del azufre y el fósforo. Encontramos una excepción, sin embargo, en el diamante, que es una forma de carbono. El diamante es uno de los materiales más duros que se conocen.

Por lo regular, los no metales tienen las propiedades químicas siguientes:

- ✔ Se combinan con los metales. Algunos existen en la naturaleza en estado libre (no combinados); éstos son el oxígeno y el nitrógeno (ambos en el aire), el azufre y el carbono (carbón, grafito y diamante).
- ✔ También pueden estar combinados entre sí. El bióxido de carbono, el monóxido de carbono, el bióxido de silicio (arena), el bióxido de azufre y el tetracloruro de carbono son ejemplos de compuestos formados por dos no metales.

Tabla periódica Tabla especial que presenta una lista de todos los elementos conocidos, ordenados de manera que los de una columna determinada tengan propiedades químicas semejantes.

Clave del estudio: Busque en la tabla periódica el sodio, el cobre, el hierro, el oro, el plomo y el platino. ¡Primero necesitará conocer sus símbolos!

En el interior de la portada del libro y en la figura 3.17 se encuentra la tabla de elementos, la **tabla periódica** o la *carta periódica*. Ligeramente a la derecha del centro de la tabla se encuentra una línea *de color* escalonada, que separa los metales de los no metales. A la *izquierda* de esta línea se ubican los *metales*, y a la *derecha*, los *no metales*. Algunos elementos que pertenecen al grupo de los metales son el sodio, el cobre, el hierro, el oro, el plomo y el platino. Entre los elementos que se incluyen en los no metales están el carbono, el nitrógeno, el oxígeno, el flúor, el azufre, el cloro y el bromo.

La última columna de elementos constituye un grupo especial de no metales llamados **gases nobles**. Éstos existen en la naturaleza en estado libre (no combinados). El helio se encuentra en algunos pozos de gas, y una pequeña cantidad se halla en el aire junto con el argón. Los gases nobles son relativamente *no reactivos*, es decir, no son muy reactivos con otros elementos.

Gases nobles Tipo especial de no metales; estos elementos son relativamente no reactivos y por lo mismo alguna vez fueron llamados "inertes".

Excepto el aluminio, los elementos que se encuentran a ambos lados de la línea de color escalonada se llaman **metaloides (semimetales)** y tienen propiedades metálicas y no metálicas. El aluminio no es un metaloide, sino un metal, ya que sus propiedades son preferentemente metálicas. Los metaloides incluyen el boro, el silicio, el germanio (Ge), el arsénico, el antimonio, el telurio (Te), el polonio (Po), y el astatinio (At). A pesar de que el hidrógeno (H) se encuentra en el extremo izquierdo de la línea escalonada, a veces presenta propiedades metálicas y otras no metálicas. Algunos metaloides son semiconductores (sustancias que conducen la electricidad en cierto grado pero no con tanta facilidad como los metales) y son utilizados en la fabricación de transistores, chips de circuitos integrados y celdas solares. La conducción eléctrica de los metaloides se incrementa con la temperatura, en contraste con la conducción eléctrica de los metales que disminuye con la temperatura. El silicio es un metaloide que se utiliza ampliamente como semiconductor. Recientemente, el arseniuro de galio (GaAs) se ha convertido en un material muy importante para usos especializados en la industria de la electrónica. El arseniuro de galio permite que componentes como son los chips de los procesadores de computadora funcionen con mayor velocidad, lo cual hace más rápidas y eficientes a esas computadoras.

Metaloides (semimetales) Elementos (excepto el aluminio) que se encuentran a un lado u otro de la línea de *color* escalonada en la tabla periódica; tienen propiedades tanto metálicas como no metálicas: boro, silicio, germanio, arsénico, antimonio, telurio, polonio y astatinio.

Resuelva los problemas del 18 al 25

	GRUPOS																	
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
PERÍODOS	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIII			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	1.008 **H** 1																	4.003 **He** 2
2	6.941 **Li** 3	9.012 **Be** 4											10.811 **B** 5	12.011 **C** 6	14.007 **N** 7	15.999 **O** 8	18.998 **F** 9	20.179 **Ne** 10
3	22.990 **Na** 11	24.305 **Mg** 12						ELEMENTOS DE TRANSICIÓN					26.982 **Al** 13	28.0855 **Si** 14	30.9738 **P** 15	32.06 **S** 16	35.453 **Cl** 17	39.948 **Ar** 18
4	39.0983 **K** 19	40.08 **Ca** 20	44.956 **Sc** 21	47.90 **Ti** 22	50.9415 **V** 23	51.996 **Cr** 24	54.938 **Mn** 25	55.847 **Fe** 26	58.933 **Co** 27	58.71 **Ni** 28	63.546 **Cu** 29	65.37 **Zn** 30	69.72 **Ga** 31	72.59 **Ge** 32	74.922 **As** 33	78.96 **Se** 34	79.904 **Br** 35	83.80 **Kr** 36
5	85.468 **Rb** 37	87.62 **Sr** 38	88.906 **Y** 39	91.22 **Zr** 40	92.9064 **Nb** 41	95.94 **Mo** 42	98.906 **Tc** 43	101.07 **Ru** 44	102.906 **Rh** 45	106.4 **Pd** 46	107.868 **Ag** 47	112.41 **Cd** 48	114.82 **In** 49	118.69 **Sn** 50	121.75 **Sb** 51	127.60 **Te** 52	126.904 **I** 53	131.30 **Xe** 54
6	132.906 **Cs** 55	137.33 **Ba** 56	138.906 ***La** 57	178.49 **Hf** 72	180.948 **Ta** 73	183.85 **W** 74	186.2 **Re** 75	190.2 **Os** 76	192.22 **Ir** 77	195.09 **Pt** 78	196.967 **Au** 79	200.59 **Hg** 80	204.37 **Tl** 81	207.2 **Pb** 82	208.981 **Bi** 83	(209) **Po** 84	(210) **At** 85	(222) **Rn** 86
7	(223) **Fr** 87	226.025 **Ra** 88	(227) ****Ac** 89	(261) **Rf** 104	(262) **Ha** 105	(263) **Sg** 106	(262) **Ns** 107	(265) **Hs** 108	(266) **Mt** 109	(269) **—** 110	(272) **—** 111							

* Serie de los lantánidos	140.12 **Ce** 58	140.908 **Pr** 59	144.24 **Nd** 60	(145) **Pm** 61	150.4 **Sm** 62	151.96 **Eu** 63	157.25 **Gd** 64	158.925 **Tb** 65	162.50 **Dy** 66	164.930 **Ho** 67	167.26 **Er** 68	168.934 **Tm** 69	173.04 **Yb** 70	174.967 **Lu** 71
** Serie de los actínidos	232.038 **Th** 90	231.031 **Pa** 91	238.029 **U** 92	237.048 **Np** 93	(244) **Pu** 94	(243) **Am** 95	(247) **Cm** 96	(247) **Bk** 97	(251) **Cf** 98	(254) **Es** 99	(257) **Fm** 100	(256) **Md** 101	(255) **No** 102	(257) **Lr** 103

Figura 3.17
Tabla periódica de los elementos. Observe la línea *de color*, escalonada que, por lo general, separa los metales de los no metales.

Resumen

Los tres estados físicos de la materia son el *sólido*, el *líquido* y el *gaseoso* (sección 3.1). La materia se divide en *homogénea* y *heterogénea*. La primera puede ser, a su vez, *sustancias puras, mezclas homogéneas* y *soluciones*. Las sustancias puras pueden ser *compuestos* y *elementos,* ambos constituidos por átomos (sección 3.2).

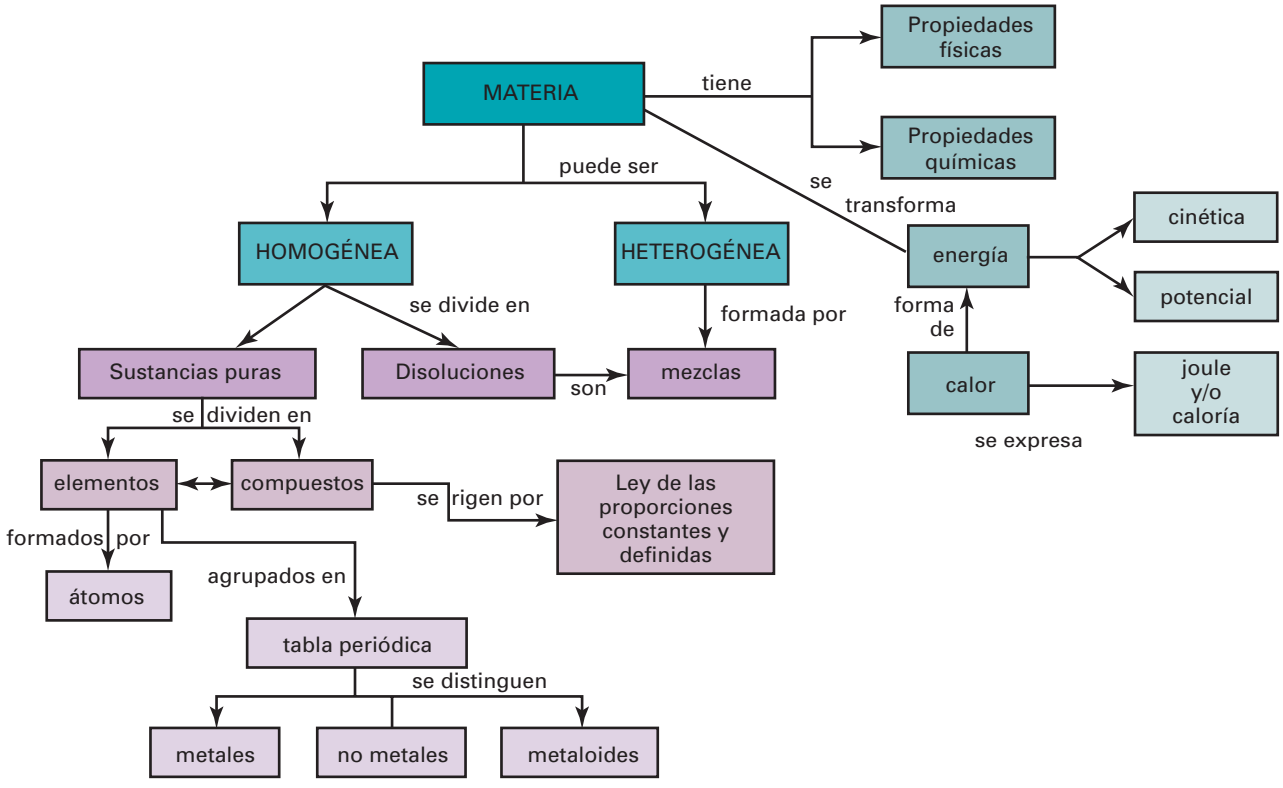
Los compuestos pueden estar constituidos por moléculas y se pueden representar mediante una *fórmula molecular.* La *ley de las proporciones definidas* establece que un determinado compuesto puro contiene siempre los mismos elementos, exactamente en las mismas proporciones por masa (sección 3.3). Los compuestos tienen propiedades físicas, por ejemplo, el color, que se puede observar sin cambiar la composición de la sustancia. También tienen propiedades químicas como es la oxidación, que se puede observar sólo cuando una sustancia sufre un cambio. De la misma manera, los cambios físicos en un compuesto no implican una modificación en la naturaleza esencial de la sustancia, mientras que los cambios químicos sí tienen que ver con estas modificaciones (sección 3.4).

Los cambios o transformaciones en la naturaleza suelen ir acompañados por cambios en la energía —la capacidad para realizar un trabajo o transferir calor. La energía puede ser *potencial* o *cinética*, y puede ser transformada de un tipo (calor, eléctrica, mecánica, luminosa o química) a otro. La energía calórica se mide en calorías o joules. El calor específico de una sustancia está relacionado con la cantidad de calor agregado a la sustancia, la masa de la misma y el cambio de temperatura resultante (sección 3.5).

La *ley de la conservación de la energía* describe los cambios de energía en la naturaleza, y la *ley de conservación de la masa* describe los cambios físicos y químicos. Estas leyes son válidas para todos los cambios químicos y sólo excepcionalmente se refieren a la conversión recíproca de la masa y la energía, descrita por Einstein (sección 3.6).

Los elementos se dividen en metales y no metales con base en sus propiedades físicas y químicas. En la tabla periódica los metales están separados de los no metales (véase la parte interior de la portada o la figura 3.17) por medio de una línea de color escalonada. A la izquierda de esta línea se encuentran los metales y a la derecha los no metales. La última columna de los no metales es conocida como la de los *gases nobles*. Excepto el aluminio, los elementos que se encuentran a ambos lados de la línea de color escalonada se llaman *metaloides (semimetales)* (sección 3.7).

Diagrama temático



Ejercicios

1. Defina o explique los términos siguientes (el número entre paréntesis se refiere a la sección del texto donde se menciona el término):

a. estado físico (3.1)

b. materia homogénea (3.2)

c. materia heterogénea (3.2)

d. mezcla (3.2)

e. mezcla homogénea (3.2)

f. disolución (3.2)

g. sustancia pura (3.2)

h. compuesto (3.2)

i. elemento (3.2)

j. átomo (3.2)

k. molécula (3.3)

l. fórmula molecular (3.3)

m. ley de las proporciones definidas (de la composición constante) (3.3)

n. propiedades físicas (3.4)

o. propiedades químicas (3.4)

p. cambios físicos (3.4)

q. cambios químicos (3.4)

r. energía (3.5)

s. energía potencial (3.5)

t. energía cinética (3.5)

u. calor (3.5)

v. caloría (cal) (3.5)

w. joule (J) (3.5)

x. calor específico (3.5)

y. ley de la conservación de la energía (3.6)

z. ley de la conservación de la masa (3.6)

aa. metales (3.7)

bb. maleable (3.7)

cc. dúctil (3.7)

dd. estado libre (3.7)

ee. no metales (3.7)

ff. tabla periódica (3.7)

gg. gases nobles (3.7)

hh. metaloides (semimetales) (3.7)

2. Explique la diferencia entre:

a. propiedades físicas y químicas

b. cambios físicos y químicos

c. caloría y temperatura

d. caloría y joule

e. metal y no metal

f. metal y metaloide (semimetal)

Problemas

Estados de la materia (véase la sección 3.1)

3. Clasifique lo siguiente dentro de alguno de los tres estados físicos de la materia, estando a temperatura y presión atmosférica ambiente:

a. gis

b. alcohol

c. anticongelante

d. ácido de acumulador (ácido sulfúrico diluido)

e. metano (gas natural)

f. oxígeno

Símbolos (véase la sección 3.2)

4. Escriba una lista ordenada de los símbolos de los 10 elementos más abundantes de la corteza terrestre.

Compuestos, elementos y mezclas (véase sección 3.2)

5. Clasifique lo siguiente como compuesto, elemento o mezcla:

a. calcio (Ca)

b. agua (H_2O)

c. silicio (Si)

d. palomitas de maíz con sal

e. Sal (NaCl)

f. azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$)

g. papel de computadora

h. gasolina

Fórmulas (véase la sección 3.3)

6. En cada una de las fórmulas siguientes determine el número de átomos de cada elemento y escriba su nombre. Indique el número total de átomos.

a. CH_4 (metano, gas natural)

b. $C_6H_{12}O_6$ (glucosa)

c. CCl_2F_2 (freón)

d. $C_{16}H_{18}N_2O_5S$ (penicilina V)

e. $C_{34}H_{32}FeN_4O_4$ (grupo heme de la hemoglobina)

f. $C_{13}H_{18}O_2$ (ibuprofeno, Motrin, Nuprin o Medipren)

7. A partir del número de átomos de cada elemento de una unidad de compuesto, escriba la fórmula para los compuestos siguientes:

a. dióxido de azufre; 1 azufre, 2 oxígeno

b. pirita o "el oro de los tontos"; 1 hierro, 2 azufre

c. argentita; 2 plata, 1 azufre

d. cafeína; 8 carbono, 10 hidrógeno, 4 nitrógeno, 2 oxígeno

e. trifosfato de adenosina (ATP); 10 carbono, 16 hidrógeno, 5 nitrógeno, 13 oxígeno, 3 fósforo

f. 2,4,6-trinitrotolueno (TNT); 7 carbono, 5 hidrógeno, 3 nitrógeno, 6 oxígeno

Propiedades físicas y propiedades químicas (véase la sección 3.4)

8. En un libro de consulta, como puede ser el *Manual de química y física* o cualquier otro de su biblioteca que sea adecuado, busque el punto de fusión, el punto de ebullición y la densidad del mercurio.

9. Las siguientes son propiedades del elemento cesio; clasifíquelas como propiedades físicas o químicas.

a. punto de ebullición 678.4°C

b. blando

c. blanco plateado

d. reacciona con el hielo arriba de −116°C

e. se prepara por calentamiento de la azida de cesio

d. líquido a temperatura ambiente

g. reacciona explosivamente con el agua fría

d. dúctil

Cambios físicos y químicos (véase sección 3.4)

10. Clasifique los siguientes cambios como físicos o químicos:

a. el bombeo para extraer petróleo de un pozo

b. la separación de los componentes del petróleo por destilación

c. la combustión de la gasolina

d. la quema del gas de un pozo

e. al picar un trozo de carne en un molino para carne

f. la digestión de un bistec

11. Clasifique los siguientes cambios como físicos o químicos:

a. hornear un pan

b. la mezcla de harina con levadura

c. la fermentación para producir cerveza

d. el choque de un auto contra un árbol

e. la combustión de su agenda

f. la combustión de un pan

La energía y el calor específico (véase la sección 3.5)

12. Se transfiere calor (2930 J) y se eleva la temperatura de 0.100 kg de un metal desconocido de 293.0 a 333.0 K. Calcule el calor específico del metal.

13. Calcule el número de kilocalorías necesarias para elevar la temperatura de 15$\overline{0}$ g de agua (líquida), de 10.0° a 80.0°C (véase la tabla 3.4).

14. Calcule el número de joules necesarios para elevar la temperatura de 1$\overline{00}$ g de aluminio (sólido), de 293 a 363 K (véase la tabla 3.4).

15. Calcule en gramos la masa de cloruro de sodio (sólido) utilizada si absorbió 80.0 cal de calor cuando se calentó de 35.0° a 85.0°C (véase la tabla 3.4)

16. Calcule en gramos la masa de plomo (sólido) utilizada si absorbió 50.0 cal de calor cuando se calentó de 25.0° a 65.0°C (véase la tabla 3.4).

17. Calcule el número de joules necesario para elevar la temperatura de 225 g de plata (sólida) de 315 a 345 K (véase la tabla 3.4).

Metales y no metales (véase la sección 3.7)

18. Mediante el empleo de la tabla periódica que se encuentra en la parte interior de la portada del libro, escriba el nombre y el símbolo de 10 metales.

19. Utilice la tabla periódica para escribir el nombre y el símbolo de 10 no metales.

20. Escriba el nombre y el símbolo de tres metales que se encuentran en la naturaleza en estado libre (no combinados).

21. Escriba el nombre y el símbolo de tres no metales que se encuentran en la naturaleza en estado libre (no combinados).

22. Mencione al menos un no metal (nombre y símbolo), que exista en cada uno de los tres estados físicos de la materia a temperatura ambiente y presión atmósférica.

23. Escriba el nombre y el símbolo de un metal que a temperaturas normales se encuentre en estado líquido.

24. Escriba el nombre y símbolo de dos gases nobles.

25. Escriba el nombre y símbolo de dos metaloides.

Problemas generales

26. Calcule el volumen en litros a 20°C que ocupan 3.40 libras de hierro (véase la tabla 3.2; 1 lb = 454 g).

27. Calcule la masa en libras, de 4.65 cuartos de galón (qt) de agua (a 20°C) (véase la tabla 3.2; 1 lb = 454 g, 1l = 1.06 qt).

28. Calcule el número de (a) calorías y (b) joules necesarios para elevar la temperatura de 12$\overline{0}$ g de cloruro de sodio (sólido) de 35.0° a 65.0°F (véase la tabla 3.4).

29. Calcule el calor específico en (a) cal/g·°C y (b) J/kg·K si 5.00 kcal de calor elevan la temperatura de 1.00 kg de cierto metal de 25.0° a 52.0°F.

30. Calcule la cantidad de calor en (a) joules y (b) kilocalorías necesarios para elevar la temperatura de 11$\overline{0}$ g de hierro de 535°C hasta su punto de fusión (véase la tabla 3.2).

31. Calcule la cantidad de hierro (sólido), en kilogramos, utilizados si se absorben 15.0 kcal de calor cuando el hierro se calienta de 137$\overline{0}$ °C hasta su punto de fusión (véase la tabla 3.2).

32. Una vasija de hierro fundido tiene una masa de 2.10 lb y se llena con 1.85 L de agua. Calcule: (a) la energía en joules necesaria para calentar el agua de 23.0° a 90.0°C, y (b) la energía en joules necesaria para calentar la vasija de 23.0° a 90.0°C (véase la tabla 3.2; 1 lb = 454 g). (c) ¿Qué elemento, la vasija o el agua, absorbe más calor durante el cambio? (d) ¿Cuántos joules totales de energía son absorbidos por la vasija y el agua durante el proceso?

33. Una pieza de metal, en forma de cubo, con 1.25 cm por lado, tiene una masa de 12.011 g. Calcule la densidad del metal en g/mL.

34. Una clase de óxido de cobre en hojas que actúa como superconductor a casi 70 k tiene la fórmula general $Pb_2Sr_2LnCu_3O_{8+x}$. (a) ¿Cuántos átomos de plomo se encuentran en esta fórmula general? (b) Convierta 7$\overline{0}$ K a los grados Fahrenheit más próximos.

Cuestionario del capítulo 3

1. Diga cuál es el símbolo de los siguinetes elementos:

a. cobalto **b.** magnesio

2. Determine el número de átomos de cada elemento y después escriba el nombre del elemento y el número total de átomos en cada una de las fórmulas:

a. CuI_2 **b.** Al_2S_3

3. A partir del número de átomos de cada elemento en una unidad de compesto, escriba la fórmula para los compuestos siguientes:

a. pentóxido de dinitrógeno: 2 nitrógeno, 5 oxígeno

b. acetaminofeno (Tylenol y Panadol): 8 carbono, 9 hidrógeno, 1 nitrógeno, 2 oxígeno

4. Las siguientes son propiedades del elemento zirconio; clasifíquelas como propiedades físicas o químicas.

a. densidad relativa = $6.506^{20°/4}$

b. reacciona en caliente con cloruro de hidrógeno gaseoso

c. a altas temperaturas reacciona con silicio

d. punto de fusión = 1852°C

5. Clasifique los siguientes cambios como físicos o químicos:

a. la ruptura de un pedazo de papel **b.** la combustión de un pedazo de papel

c. la disolución de azúcar en agua **d.** la combustión de azúcar

6. Calcule el número de kilocalorías necesarias para elevar la temperatura de 18$\overline{0}$ g de agua (líquida) de 15.0° a 85.0°C [calor específico del agua (líquida) = 1.00 cal/g·°C]

Silicio
(Símbolo: Si)

Los trozos de silicio muy puro son muy importantes en la industria electrónica para la producción de microprocesadores, transistores y chips de memoria.

El elemento SILICIO: la química y la revolución de la computadora

Nombre: Deriva de la palabra latina *silex*, que significa "pedernal".

Apariencia: Material gris oscuro con brillo metálico. Se clasifica como metaloide (semimetal), véase la tabla periódica (figura 3.17).

Presencia: El silicio es el segundo elemento en orden de abundancia en la corteza terrestre, constituye el 25.7% por masa (véase la tabla 3.1). En su mayor parte se presenta como silicatos y sílice (cuarzo).

Origen: El silicio de grado inferior se obtiene por calentamiento del cuarzo $(SiO_2)_n$ y el carbono, lo cual da silicio y bióxido de carbono (CO_2).

El silicio muy puro para uso de la industria electrónica se obtiene mediante el tratamiento del triclorosilano ($SiHCl_3$, preparado a partir del silicio de bajo grado) con gas hidrógeno (H_2) para producir silicio y cloruro de hidrógeno (HCl).

Usos comunes: El mayor uso del silicio tiene lugar en la industria acerera. El silicio se añade al hierro durante el proceso de fabricación del acero para dar resistencia y otras propiedades deseables al producto final. Las aleaciones de hierro-silicio-boro se emplean en la fabricación de chumaceras para la maquinaria pesada.

El dióxido de silicio (SiO_2, arena) es el ingrediente principal en la eleboración del vidrio.

Los vidrios de silicato, las sales solubles de silicato (SiO_3^{2-}, $Si_2O_7^{6-}$ y otras) y los geles de composición variable son los componentes de muchos productos comunes: jabones, detergentes, pastas dentales en gel, champúes, antitranspirantes, maquillajes, pinturas, etc. También se han utilizado en la purificación del agua.

Si bien la industria de los semiconductores no emplea grandes cantidades de silicio, constituye uno de los

usuarios industriales más notorios. Se requieren cristales de silicio extremadamente puros para producir los transistores modernos, los circuitos integrados, los semiconductores y otros chips de computadora. La capacidad de los fabricantes para elaborar computadoras más pequeñas y más potentes depende del uso de estos cristales de silicio. Un grupo de ciudades ubicadas en el valle de Santa Clara cerca de San José California, donde se ha desarrollado esta tecnología, es conocido como Valle del Silicio.

Las siliconas son compuestos orgánicos de silicio que actúan como lubricantes y selladores. Debido a sus propiedades lubricantes, has sido utilizados en el reemplazo de partes del cuerpo como son las articulaciones de cadera, rodillas, tobillos. Silly Putty, un juguete novedoso, es una silicona que en reposo fluye como líquido, pero puede tomar la forma de una pelota y rebotar.

Acontecimientos raros

El silicio de grado inferior es muy puro (95 a 99%), pero no lo suficiente para la industria electrónica. Los chips de computadora y los microprocesadores requieren silicio extremadamente puro que contenga muy pocos átomos de impureza por miles de millones de átomos de silicio.

La silicosis es una enfermedad de los pulmones causada por la inhalación de polvo de sílice (SiO_2) durante períodos prolongados. Se presenta en los trabajadores de las minas. La sílice se acumula en los pulmones y produce alteraciones en la respiración. Otros síntomas que pueden aparecer son: tos seca, debilidad, pérdida del apetito, ronquera y dolores de pecho. No hay forma de eliminar el sílice de los pulmones; el único manejo de la enfermedad es el tratamiento de los síntomas.

Química sustentable y CTS

La energía y los alimentos

El principio fundamental de una dieta adecuada es ingerir alimentos que las estructuras químicas de nuestro organismo puedan procesar y utilizar fácilmente. Esto se puede lograr tomando como base la llamada "pirámide nutrimental".

La pirámide nutrimental varía de un país a otro. En México no hay una reglamentación seria acerca de este esquema, por lo que algunos fabricantes de alimentos la representan de diferente manera, de acuerdo con sus intereses.

El Instituto Nacional de Ciencias Médicas y Nutrición "Salvador Zubirán" (INCMNSZ) propone, "El plato del bien comer" (reglamentado por la Norma Oficial Mexicana), donde están representados los grupos de alimentos.

Si los alimentos que ingerimos son inadecuados nuestro organismo se deteriora a corto y a largo plazo. Los alimentos deben ser una fuente de antioxidantes, fitoquímicos bioactivos, fibras diversas, además de los nutrimentos esenciales. A continuación se presenta el cálculo dietético para un menú considerando los siguientes parámetros:

1. El requerimiento energético por día, para una persona sana, se estableció considerando las recomendaciones dietéticas de Estados Unidos (RDA: Recommended Dietary Allowances).

   Total de energía 2200 kcal

2. Se consideraron los siguientes porcentajes para la distribución de los macronutrimentos:

Nutrimento	Porcentaje
Hidratos de carbono	60-65%
Proteínas	12-15%
Lípidos	20-25%

3. La cuantificación de colesterol fue igual o menor a 300 mg y la de fibra mayor de 20 g.
4. Las kilocalorías totales se dividieron en 30% tanto para el desayuno como para la cena y 40% para la comida.
5. El contenido de energía, proteínas, hidratos de carbono, grasas, colesterol y fibra de cada menú se determinó con la ayuda del paquete "Sistema computarizado para el cálculo de valor de los alimentos consumidos en México (SCVAN)".

Un menú correctamente planificado debe contener:

Desayuno	Comida	Cena
• Fruta	• Sopa	• Fruta
• Platillo principal	• Platillo principal	• Platillo principal
• Leguminosa	• Leguminosa	• Leguminosa
• Pan blanco y/o tortilla y/o pan dulce o galletas dulces	• Pan o tortilla • Fruta o postre • Agua de fruta	• Pan blanco o tortilla y/o pan dulce o galletas dulces
• Bebida caliente o fría		• Bebida caliente o fría

Ejemplo de menú tipo

Aporte dietético por persona

Energía	2211	kcal
Proteínas	81	g
Hidratos de carbono	348	g
Grasas	62	g
Colesterol	114	mg
Fibra	34	g

Desayuno	Comida	Cena
• Jugo de guayaba con naranja • Sopes con carne de res • Café con leche	• Sopa de hongos • Chiles rellenos de queso • Ensalada de verano • Frijoles de la olla • Pan blanco • Agua de horchata • Sandía	• Tejocotes • Ensalada de atún • Pan blanco • Leche

Después de conocer la energía que te proporcionan algunos alimentos, vamos a ver cuánta energía utiliza, el cuerpo humano al realizar diversas actividades

Energía utilizada por el cuerpo humano al realizar diferentes actividades

Actividad	Factor*	kcal por minuto por masa corporal		
	kcal/kg/min	50 kg	70 kg	90 kg
Aerobics	0.136	6.8	9.5	12.2
Caminar				
5.5 km/h	0.077	3.8	5.4	6.9
7.0 km/h	0.106	5.3	7.4	9.5
Ciclismo				
20 km/h	0.099	4.9	6.9	8.9
Correr				
8 km/h	0.134	6.7	9.2	12.1
10 km/h	0.163	8.2	11.4	14.7
Estudiar	0.0242	1.2	1.69	2.18
Football soccer	0.214	10.7	15.0	19.3
Golf	0.099	4.9	9.93	8.9
Nadar	0.128	6.4	8.96	11.5

* Si tú quieres conocer la energía que gasta tu cuerpo (peso 65 kg) al jugar soccer, multiplica el factor por tu peso corporal y por el tiempo que juegues (1 hora)

$$0.214 \text{ kcal/kg/min} \times 65 \text{ kg} \times 60 \text{ min} = 834 \text{ kcal}$$

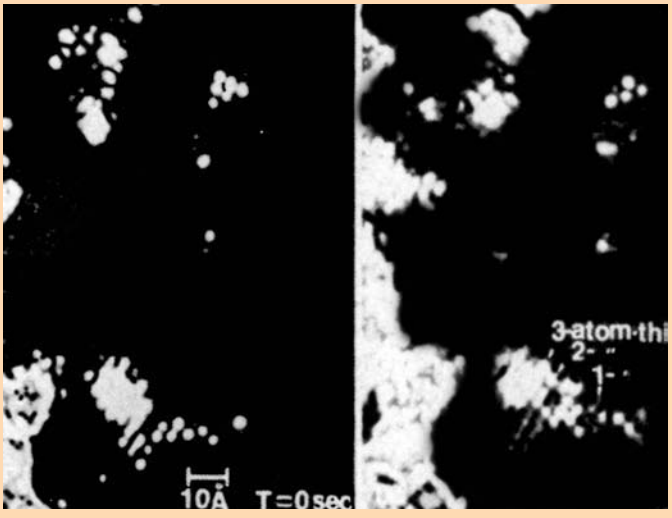
Explícalo tú: Buzos negros

Conceptos relacionados: estados de la materia

En una probeta de 100 mL, agregar agua mineral con gas (Tehuacán o Sprite) y 8 uvas pasas (pasitas). Los alumnos proponen diversas explicaciones a lo observado.

Capítulo 4

La estructura del átomo



Micrografías de exposición prolongada de cristales de uranilo en las que se pueden observar con claridad los átomos de uranio. (10 Å = 1000 pm = 1 × 10^{-9} m).

Objetivos del capítulo 4

1. Definir las escalas y las unidades de la masa atómica y explicar sus usos en la química (sección 4.1).
2. Aprender la teoría atómica de Dalton y describir la diferencia con la teoría atómica moderna (sección 4.2).
3. Identificar las tres partículas subatómicas principales del átomo y conocer la distribución general de esas partículas en los átomos (secciones 4.3 y 4.4).
4. Definir el término "isótopo" y determinar la manera en que difieren las propiedades y la estructura de los isótopos en un mismo elemento. Calcular la masa atómica de determinado elemento a partir de su masa isotópica y la proporción en la que se encuentra en la naturaleza (sección 4.5).
5. Describir los niveles principales de energía electrónica de un átomo, calcular el número máximo de electrones en un nivel principal de energía, y distribuir los electrones en los niveles principales de energía para un átomo (sección 4.6).
6. Escribir las fórmulas de pares de electrones de los elementos (sección 4.7).
7. Escribir las configuraciones electrónicas de un átomo en subniveles y describir la teoría moderna de la estructura orbital para los electrones del subnivel (secciones 4.8 y 4.9).

Cuenta regresiva

5. Convierta 0.256 nm en picómetros (secciones 2.2 y 2.8).

(256 pm)

4. Exprese el número 0.005475 en notación científica con tres cifras significativas (sección 2.7).

(5.48×10^{-3})

3. Convierta $2\overline{0}0$ pm en metros. Exprese la respuesta en notación científica (secciones 2.2, 2.7 y 2.8).

(2.0×10^{-10} m)

2. El punto de fusión de la plata (Ag) es de 962°C. Convierta esta temperatura a grados Fahrenheit y Kelvin (sección 2.8).

(1764°F, 1235 K)

1. La densidad de la plata ($d^{20°}$) es de 10.5 g/cm^3. Calcule el volumen, en mililitros, ocupado por 0.460 kg de plata (Ag) (secciones 2.1 y 2.8).

(43.8 mL)

No podemos verlos a simple vista y tampoco con la mayoría de los microscopios; sin embargo, toda la materia existente en la Tierra y en el Universo está compuesta de átomos. Desde la explosión de la primera bomba atómica a fines de la Segunda Guerra Mundial, el mundo se ha vuelto más consciente de los átomos, de su naturaleza y su poder. En este capítulo estudiaremos con mayor detalle la estructura del átomo.

FIGURA 4.1
Los átomos son muy pequeños. Si se colocaran átomos con un diámetro de 100 pm uno junto al otro, 254,000,000 átomos ocuparían la longitud de una pulgada.

4.1 Masa atómica

Los átomos son muy pequeños. Su diámetro se encuentra en el orden de 100 a 500 pm (véase la tabla 2.1). Si colocáramos, uno junto a otro, átomos con un diámetro de 100 pm, necesitaríamos 254,000,000 átomos para que ocuparan la longitud de una pulgada, como se ilustra en la figura 4.1. ¡Son muchos átomos!

La masa de un átomo también es una cantidad muy pequeña, demasiado pequeña para poder determinarla aún con la balanza más sensible. Por ejemplo, utilizando métodos indirectos, los científicos han encontrado que la masa de un átomo de hidrógeno es de 1.67×10^{-24} g, que la masa de un átomo de oxígeno es de 2.66×10^{-23} g, y que la masa de un átomo de carbono es de 2.00×10^{-23} g. Como esta masa es muy pequeña, los químicos han desarrollado una escala de masas relativas de los átomos denominada la **escala de masa atómica (peso atómico).** La escala se basa en un valor arbitrario de exactamente 12 **unidades de masa atómica (uma)** para un átomo de carbono-12. (En la sección 4.5 analizaremos la naturaleza del carbono-12). Por tanto, una unidad de masa atómica en esta escala equivale a la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12. Un átomo dos veces más pesado que el átomo de carbono-12 tendrá una masa de 24 uma.

Escala de masa atómica (peso atómico) Escala de las masas relativas de los átomos, basada en un valor asignado de manera arbitraria de exactamente 12 unidades de masa atómica para un átomo de carbono-12.

Unidades de masa atómica (uma) Unidades utilizadas para expresar las masas relativas de los átomos sobre la escala de masa atómica: 1 uma es igual a exactamente la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12.

Una analogía sencilla nos ayudará a ilustrar este punto. Suponga que deseamos relacionar el "peso" de cada uno de los integrantes de su clase con el peso de una persona, digamos que Juan Díaz es el patrón de referencia. En la actualidad, Juan tiene una masa de 91 kg (pesa alrededor de 200 lb), y le asignamos una masa relativa de 12 unidades en nuestra escala arbitraria. (Observe que, puesto que la masa de una persona cambia a diario —¡Juan podría estar a dieta!— debemos elegir un día específico). Podríamos haber asignado un valor de 10, 15, 20 u otro, pero de manera arbitraria elegimos un valor de 12. Luisa Lara, compañera de clase, tiene una masa de 53 kg (pesa aproximadamente 117 lb) o 0.58 ($\frac{53}{91}$) veces el peso de Juan. Por tanto, Luisa tiene una masa relativa de 7 unidades (0.58×12) en nuestra escala arbitraria. Podríamos efectuar una relación semejante para cada alumno de la clase, y a cada uno se le asignaría una masa relativa sobre la base de la masa de Juan Díaz en este día específico.

En la parte interior de la portada del libro se presenta una lista de todos los elementos y sus unidades de masa atómica relativa basadas en el carbono-12. Como podrá obsevar, algunos de estos números son muy exactos y se han determinado incluso hasta la cifra $\frac{1}{10,000}$, otros se han expresado sólo para las unidades. Por tanto, para los cálculos que realizará en este curso, hemos desarrollado una tabla de masas atómicas aproximadas que encontrará en la parte interior de la contraportada del libro y que *deberá utilizar en todos los cálculos futuros, a menos que se le indique otra cosa.*

4.2 Teoría atómica de Dalton

A principios del siglo XIX, el científico inglés John Dalton (1766-1844) (véase la figura 4.2) propuso una teoría atómica basada en la experimentación y en las leyes químicas que entonces se conocían. Sus cinco hipótesis, aunque algo modificadas, todavía forman la estructura de nuestro conocimiento del átomo.

FIGURA 4.2
John Dalton vivió hace unos 150 años, pero su estructura atómica sentó las bases para nuestro concepto acerca de los átomos y las moléculas.

1. *Los elementos están compuestos de pequeñas partículas separadas llamadas átomos*. Esta hipótesis ha sido comprobada de manera experimental. Los átomos individuales de diversos elementos (véase la fotografía en la introducción de este capítulo) han sido fotografiados con un instrumento denominado *microscopio electrónico de barrido*.
2. *Los átomos son indivisibles e indestructibles y conservan su identidad a través de los cambios físicos y químicos*. La investigación moderna ha modificado esta hipótesis. Los átomos ya no son indestructibles y pueden perder su identidad cuando se dividen durante las reacciones nucleares. Sin embargo, la hipótesis de Dalton sigue siendo cierta para las reacciones químicas.
3. *Los átomos de un mismo elemento son idénticos en su masa y tienen las mismas propiedades químicas y físicas. Los átomos de diferentes elementos tienen diferentes masas y difieren en sus propiedades químicas y físicas.* No obstante, como veremos en la sección 4.5, los átomos de un mismo elemento (denominados *isótopos*) pueden tener diferentes masas.
4. *Cuando los átomos de los elementos se combinan para formar moléculas de compuestos, lo hacen en simples proporciones de números enteros*. Por ejemplo, los átomos se pueden combinar en proporciones de 1:1, 1:2 o 2:3. Este principio ha sido confirmado de manera experimental. En el capítulo 3 (sección 3.3) mencionamos que una molécula de agua contiene dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.
5. *Los átomos de diferentes elementos pueden unirse en diferentes proporciones para formar más de un compuesto.* Éste es otro principio demostrado experimentalmente. En el ejemplo anterior, dos átomos de hidrógeno se unieron con un átomo de oxígeno para formar una molécula de agua, H_2O. Dos átomos de hidrógeno también se pueden combinar con dos átomos de oxígeno para formar una molécula de peróxido de hidrógeno, H_2O_2. El monóxido de carbono, CO, y el bióxido de carbono, CO_2, son otros ejemplos.

4.3 Partículas subatómicas: electrones, protones y neutrones

Partículas subatómicas Partículas que constituyen el átomo de un elemento: el electron, el protón y el neutrón.

Ya dijimos que, los átomos no son indivisibles como lo pensó Dalton. Más bien, cada átomo está compuesto de **partículas subatómicas:** *electrones, protones y neutrones*.

Estas partículas subatómicas tienen dos propiedades importantes que usted debe conocer, la *masa* y la *carga*. Usted ya está familiarizado con el concepto de masa. También puede estarlo con el concepto de carga por las baterías de los automóviles y las domésticas. Asimismo, sabe que una batería tiene una terminal positiva y una negativa. La carga también puede ser positiva o negativa. Es posible medirla de diferentes maneras, pero hablamos en términos de *carga relativa*. De esta manera, las partículas subatómicas pueden tener una carga relativa +1, una carga relativa −1, o, por supuesto, no tener carga. Esta carga se representa como un índice.

Electrón Partícula subatómica con una carga relativa de −1 y una masa insignificante (9.109×10^{-28}); los electrones existen fuera del núcleo del átomo en uno de los muchos niveles de energía.

El **electrón**, abreviado e^-, fue descubierto en 1879 por el químico y físico inglés sir William Crookes (1832-1919). Durante los 30 años siguientes, el trabajo del físico inglés J.J. Thomson (1856-1940) y del físico estadounidense Robert A. Millikan (1868-1953) estableció la masa y la carga real del electrón. La carga relativa es −1, y la masa de un solo electrón es de 9.109×10^{-28} g [5.486×10^{-4} (0.0005486) uma]. De manera que, para fines prácticos, podemos considerar insignificante la masa de un electrón.

Aunque usted no pueda ver los electrones, está consciente de sus efectos en la vida cotidiana. Cuando se peina con un peine duro de caucho, los electrones de su cabello se adhieren al peine y pueden atraer pequeños pedazos de papel. Cuando camina sobre una alfombra y luego se acerca a determinados objetos, recibe un choque eléctrico. Los electrones de la alfombra se acumulan en su cuerpo y usted puede recibir un impacto cuando toca ciertos objetos. Ambos fenómenos se presentan con mayor frecuencia cuando son bajas la humedad y la temperatura, y suelen describirse como efectos de "electricidad estática".

Clave del estudio: Al igual que los átomos son los bloques de construcción de los compuestos, los protones, neutrones y electrones son los bloques de construcción de los átomos.

El **protón**, que se abrevia "p o p+", fue descubierto en 1886 por el físico alemán Eugen Goldstein (1850-1930). Goldstein demostró que el protón tiene una carga positiva, opuesta a la carga de un electrón. Sir J.J. Thomson realizó las mediciones que permitieron calcular la masa del protón. La carga relativa en un protón es +1, y la masa de un solo protón es de 1.6726×10^{-24} g (1.0073 uma); para la mayor parte de los cálculos la cifra se redondea a 1 uma.

Protón Partícula subatómica con una carga relativa de +1 y una masa de aproximadamente 1 uma (1.6726×10^{-24} g); se localiza en el núcleo del átomo.

El **neutrón**, abreviado n o n^0, fue descrito por primera vez en 1932 por el físico inglés sir James Chadwick (1891-1974). El neutrón *no tiene carga*, y la masa de un solo neutrón es de 1.6748×10^{-24} g (1.0087 uma). Nuevamente, la cifra se redondea a 1 uma en la mayoría de los cálculos.

Neutrón Partícula subatómica sin carga pero con una masa aproximada de 1 uma (1.6748×10^{-24} g); se localiza en el núcleo del átomo.

La tabla 4.1 presenta un resumen de las cargas y masas relativas de las partículas subatómicas. En este momento, *usted debe ser capaz* de identificar estas partículas y conocer sus abreviaturas, sus masas aproximadas en uma y sus *cargas relativas.*

TABLA 4.1 Resumen de las partículas subatómicas

PARTÍCULA (ABREV.)	MASA APROXIMADA (UMA)	CARGA RELATIVA
Electrón (e^-)	Insignificante	1−
Protón (p o p^+)	1	1+
Neutrón (n o n^0)	1	0

4.4 Distribución general de los electrones, protones y neutrones. Número atómico

Ahora, nos interesa saber: ¿Cómo están acomodadas estas tres partículas subatómicas en un átomo? Los experimentos realizados en 1911 por el físico inglés Ernest Rutherford (1871-1937) demostraron que casi toda la masa del átomo está concentrada en una región central muy pequeña llamada **núcleo**. Además, demostró que el núcleo tiene carga positiva. La estructura del *átomo nuclear*, según lo describió Rutherford se deduce de cuatro observaciones:

Núcleo Pequeña región densa en el centro de un átomo que contiene casi toda la masa del átomo —los protones y los neutrones—; tiene una carga electrónica positiva.

1. *Todos los protones y neutrones se encuentran en el centro del átomo, en el núcleo.* Puesto que la mayor parte de la masa del átomo está concentrada en esta región tan pequeña, el núcleo del átomo tiene una densidad muy alta (1.0×10^{14} g/mL). ¡Un mililitro de materia nuclear tendría una masa de 1.1×10^{8} toneladas! Asimismo, en razón de que los protones tienen carga positiva y los neutrones son neutros, la *carga* relativa en el *núcleo* debe ser *positiva* e *igual* a la *cantidad de protones.*

2. *La cantidad de protones* (la masa de un protón es igual a 1 uma) *más la cantidad de neutrones* (la masa de un neutrón es igual a 1 uma) *es igual al* **número de masa** *del átomo* debido a que la masa del electrón es insignificante. Por tanto, la cantidad de neutrones presente es igual al número de masa menos la cantidad de protones (neutrones = número de masa − cantidad de protones).

Número de masa Suma de la cantidad de protones y de neutrones en el núcleo de un átomo.

3. *Un átomo es eléctricamente neutro.* En un átomo *neutro*, la cantidad de protones es *igual a* la cantidad de electrones. Si un átomo pierde o gana electrones, se convierte en un **ion**. En los *iones*, la cantidad de electrones no es igual a la cantidad de protones y por tanto tienen carga positiva o negativa. Los *átomos* son *neutros*; los *iones poseen carga*.

Ion Entidad con carga que resulta de la pérdida o ganancia de electrones en un átomo o grupo de átomos enlazados. La cantidad de electrones no es igual a la de protones, por tanto el ion lleva una carga positiva o negativa.

4. *Fuera del núcleo hay principalmente espacio vacío, pero en este espacio se encuentran los electrones en ciertos niveles de energía.* Los **niveles de energía** son una serie de áreas fuera del núcleo de un átomo en las que se localizan los electrones. En estos niveles de energía, los electrones se encuentran dispersos a una distancia relativamente grande del núcleo, que tiene un diámetro aproximado de 1×-0^{-3} pm; el diámetro de un átomo completo se encuentra en el rango de 100 a 500 pm (sección 4.1). Los electrones se hallan dispersos a distancias que pueden ser hasta 100,000 veces el diámetro del núcleo. Supongamos que, mientras está sentado en su silla leyendo este libro, usted representa el tamaño del núcleo del átomo. Los electrones podrían encontrarse hasta a 60 km de distancia, como se muestra en la figura 4.3.

Niveles de energía Serie de áreas fuera del núcleo de un átomo en las cuales se localizan los electrones.

Antes de ver algunos ejemplos de la distribución general de las partículas subatómicas en los átomos de algunos elementos, debemos considerar los símbolos que se utilizan para describir el átomo. El siguiente es un símbolo general para un átomo de un elemento, en el que se muestra su número de masa y su número atómico.

$$\begin{matrix} A \\ \\ Z \end{matrix} \mathrm{E} \qquad \begin{matrix} \mathrm{A} & = \text{número de masa} \\ \mathrm{E} & = \text{símbolo del elemento} \\ \mathrm{Z} & = \text{número atómico} \end{matrix}$$

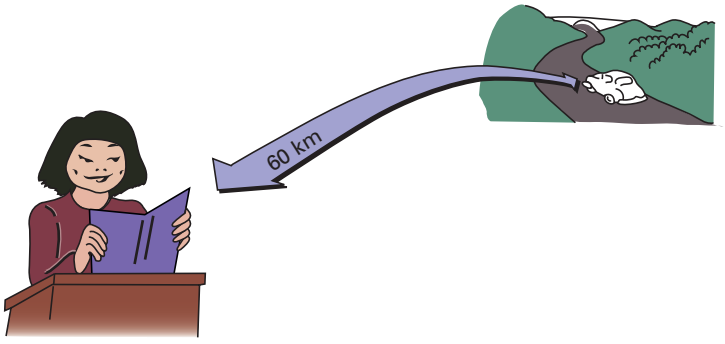


FIGURA 4.3
Distancia entre el núcleo y los electrones. Si usted tuviera el tamaño del núcleo, los electrones estarían dispersos a distancias tan grandes como unos 60 km.

Número atómico Cantidad de protones en el núcleo del átomo de un elemento.

El **número atómico** es *igual* a la cantidad de *protones* que se encuentran en el núcleo. El *número de masa* es *igual* a la *suma de los protones* y *los neutrones* que se encuentran en el núcleo. Por ejemplo, considere:

$$^{1}_{1}\mathrm{H}$$

El número atómico (abajo a la izquierda) es 1, por tanto hay 1 protón en el núcleo. El número de masa (arriba a la izquierda) también es 1, y por consiguiente:

$$\text{número de masa} = \text{protones} + \text{neutrones}$$

$$1 \quad = \quad 1 \quad + \quad 0$$

y hay 0 neutrones. Puesto que el átomo es neutro y tiene una carga positiva (un protón), también debe tener una carga negativa (un electrón). Debemos dibujar esta relación como:

Núcleo **Fuera del núcleo**

EJEMPLO 4.1

Para cada uno de los átomos siguientes calcule el número de protones y neutrones en el núcleo y el número de electrones fuera del núcleo.

a. $^{11}_{5}\mathrm{B}$

RESULTADO

Núcleo

$5e^-$

Fuera del núcleo

5 = número atómico = cantidad de protones en el núcleo
11 = número de masa = suma de protones + neutrones
Neutrones = 11 − 5 = 6 neutrones en el núcleo
Cantidad de electrones = cantidad de protones
= 5 electrones fuera del núcleo

b. $^{27}_{13}\mathrm{Al}$

RESULTADO

Núcleo

$13e^-$

Fuera del núcleo

13 = número atómico = cantidad de protones en el núcleo
27 = número de masa = suma de protones + neutrones
Neutrones = 27 − 13 = 14 neutrones en el núcleo
Cantidad de electrones = cantidad de protones
= 13 electrones fuera del núcleo

c. $^{197}_{78}$Au

RESULTADO

79p 118n — Núcleo

79e⁻ — Fuera del núcleo

79 = número atómico = cantidad de protones en el núcleo
197 = número de masa = suma de protones + neutrones
Neutrones = 197 − 79 = 118 neutrones en el núcleo
Cantidad de electrones = cantidad de protones
=79 electrones fuera del núcleo

Resuelva los problemas 5 y 6.

Ejercicio de estudio 4.1

Calcule, para cada uno de los átomos siguientes, la cantidad de protones y neutrones que se encuentran en el núcleo y la cantidad de electrones que hay fuera del núcleo.

a. $^{28}_{14}$Si (14p 14n, 14e⁻)

b. $^{107}_{47}$Ag (14p 60n, 47e⁻)

4.5 Isótopos

Si usted observa con detalle las masas atómicas de los elementos mostradas al principio de este libro, notará que no son números enteros (carbono = 12.01115 uma y cloro = 35.453 uma). Puesto que la masa de cada protón o neutrón es muy cercana a 1, y que la masa del electrón es muy pequeña, podríamos esperar que la masa atómica de un elemento fuera casi un número entero, no una cantidad con decimales equivalentes a un medio como es el caso del cloro. La razón de que la mayor parte de las masas atómicas no se encuentre tan cerca de los números enteros es que no todos los átomos del *mismo* elemento tienen necesariamente la misma masa, en contradicción con la tercera hipótesis de Dalton. Los átomos que tienen diferente número de masa pero el mismo número atómico son denominados **isótopos.** La figura 4.4 ejemplifica la diferencia entre los núcleos de los dos isótopos de litio que se encuentran en la naturaleza.

Isótopo Átomo que tiene el mismo número atómico pero diferente número de masa. Los isótopos tienen la misma cantidad de protones y electrones pero *diferente* cantidad de *neutrones.*

El cabono existe *en la naturaleza* como dos isótopos: carbono-12 ^{12}C ($^{12}_{6}$C, masa atómica exacta = 12.00000 uma, la unidad patrón de masa atómica) y el carbono-13, ^{13}C ($^{13}_{6}$C, masa atómica exacta = 13.00335 uma). La diferencia estructural entre estos dos isótopos es *un* neutrón. El ^{12}C tiene 6 neutrones, y el ^{13}C tiene 7 neutrones, como se ve en la representación:

6p **6**n — 6e⁻ — $^{12}_{6}$C

6p **7**n — 6e⁻ — $^{13}_{6}$C

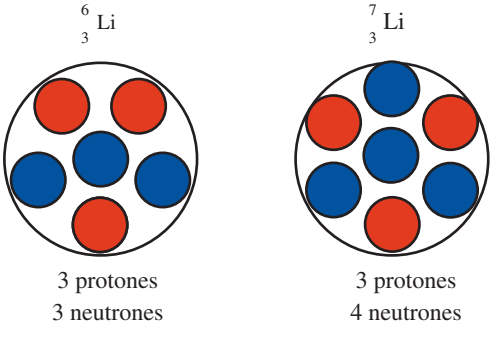


FIGURA 4.4
Núcleos de los dos isótopos de litio presentes en la naturaleza. Los círculos rojos representan los protones y los círculos azules, los neutrones.

Clave del estudio: Las propiedades físicas ligeramente diferentes y las mismas propiedades químicas de los isótopos de un mismo elemento son análogas a una persona que corre 5K (km). Si una persona cuya mesa es de 58 kg (casi 128 lb) puede correr 6K en 17 minutos (min), una ganancia en masa de 65 kg (casi 143 lb) podría incrementar el tiempo de la carrera a 20 min. Correr 5K es comparable a una propiedad física, siendo la misma persona. Por tanto, al ganar masa (neutrones) cambia el tiempo necesario para correr los 5K (propiedad física), pero aún sigue siendo la misma persona.

Los isótopos del mismo elemento tienen las mismas propiedades químicas pero sus propiedades físicas son ligeramente diferentes. Por ejemplo, considere los monóxidos de ^{12}C y ^{13}C, ^{12}CO y ^{13}CO. *Ambos* reaccionan con el oxígeno para formar los bióxidos, $^{12}CO_2$ y $^{13}CO_2$, respectivamente (propiedad química). Sin embargo, el ^{12}CO tiene un punto de fusión de $-199°C$, mientras que el ^{13}CO tiene un punto de fusión de $-207°C$ (propiedad física).

La masa atómica en uma para los elementos C = 12.01115 y Cl = 35.453 es una *masa promedio* basada en la *abundancia de los isótopos en la naturaleza.* Es posible obtener la masa atómica para el elemento multiplicando la masa atómica exacta de cada isótopo por el decimal de su porcentaje de abundancia en la naturaleza y considerando luego la suma de los valores omitidos. Esto es semejante a calcular su calificación en un determinado curso. Por ejemplo, si obtiene una calificación de 75 en un examen que representa el 25% de su calificación final y una calificación de 85 en un examen que representa el 75% de la misma, su promedio final basado en la importancia de cada examen será de 82.5 (hasta tres cifras significativas), *no* de 80. Los cálculos son como sigue:

$$75\ (0.25) + 85\ (0.75) = 18.75 + 63.75 = 82.5$$

(para tres cifras significativas). Observe que el porcentaje, que significa "partes por cien" se convierte en un número decimal, es decir "partes por uno", dividiéndolo entre 100.

Los siguientes ejemplos ilustran el cálculo de la masa atómica para los elementos.

EJEMPLO 4.2

Calcule la masa atómica del carbono, hasta cuatro cifras significativas, de acuerdo con los siguientes datos:

Isótopo	Masa atómica exacta (uma)	Abundancia en la naturaleza (%)
^{12}C	12.00000	98.89
^{13}C	13.00335	1.110

RESULTADO Los porcentajes (98.89 y 1.110) se convierten a decimales dividiéndolos entre 100 para obtener 0.9889 y 0.01110, respectivamente. Por tanto,

12.00000 uma (0.9889) + 13.00335 uma (0.01110) = 12.01 uma *Respuesta*

EJEMPLO 4.3

Calcule la masa atómica del cloro, hasta cuatro cifras significativas, de acuerdo con los siguientes datos:

Isótopo	Masa atómica exacta (uma)	Abundancia en la naturaleza (%)
^{35}Cl	34.96885	75.53
^{37}Cl	36.96590	24.47

RESULTADO

34.96885 uma (0.7553) + 36.96590 uma (0.2447) = 35.46 uma *Respuesta*

El Apéndice III contiene una tabla de algunos isótopos estables de los elementos presentes en la naturaleza, con su número de masa y su porcentaje de abundancia en la naturaleza.

Con base en la masa promedio, la masa atómica del carbono se determinó en 12.01115 uma; no obstante, nunca encontraremos un átomo de carbono con una masa relativa de 12.01115 uma. Tendría más bien una masa relativa de 12.00000 o 13.00335 uma, dependiendo del isótopo encontrado. De la misma manera, en el ejemplo de las calificaciones del examen, su promedio basado en la importancia de cada examen fue de 82.5. Pero usted recibió calificaciones de 75 y 85, nunca de 82.5. En general, para una muestra de tamaño

regular de átomos de carbono que contenga los isótopos en las proporciones determinadas, encontramos conveniente utilizar la masa promedio, 12.01115 uma. El mismo razonamiento se aplica a todos los elementos y sus unidades de masa atómica, los cuales se encuentran en la primera hoja de este libro y son el promedio de las masas, tomando en cuenta los isótopos de los elementos en su estado natural.

Ejercicio de estudio 4.2

Las siguientes son propiedades de la plata 107. ¿Cuál de estas propiedades sería válida también para la plata 108?

a. reacciona con el azufre en el aire para formar sulfuro de plata (Ag_2S) de color negro (igual)

b. masa atómica = 106.90509 uma (diferente)

Ejercicio de estudio 4.3

Calcule la masa atómica para la plata con cuatro cifras significativas, de acuerdo con los siguientes datos:

Isótopo	Masa atómica exacta (uma)	Abundancia en la naturaleza (%)
^{107}Ag	106.90509	51.82
^{109}Ag	108.9047	48.18

(107.9 uma)

Resuelva los problemas del 7 al 10.

4.6 Distribución de los electrones en los niveles principales de energía

En el inicio de este capítulo (sección 4.4) establecimos que los electrones se localizan principalmente en el espacio vacío fuera del núcleo del átomo. Sin embargo, es posible que usted se haya preguntado qué es lo que mantiene a los electrones fuera del núcleo. Después de todo, las cargas opuestas por lo general se atraen (un concepto bien conocido en la ciencia como la *ley de la electrostática*). Y un núcleo con carga positiva es opuesto a un electrón con carga negativa.

Con el propósito de explicar esta aparente contradicción, en 1914 el físico danés Niels Bohr (1885-1962) propuso una teoría basada en un modelo del átomo de hidrógeno, la cual establece que los electrones en un átomo tienen su energía restringida a ciertos *niveles de energía* específicos *que incrementan su energía a medida que aumenta su distancia del núcleo*. Por tanto, mientras más cerca se encuentre el electrón de su núcleo, menor será su energía; a mayor distancia del núcleo su energía será mayor. Estos niveles de energía son una serie de áreas externas al núcleo en las que se mueven los electrones. Éstas se conocen como *niveles principales de energía* (primeros niveles de energía) y son designados por los números enteros del 1 al 7. Hay una cantidad máxima de electrones que puede existir en un determinado nivel principal de energía. Este número depende del valor del número entero (del 1 al 7) y se determina mediante la siguiente ecuación:

$$\text{cantidad máxima de electrones en los niveles principales de energía} = 2n^2$$

donde n = números enteros del 1 al 7 de los niveles principales de energía.

EJEMPLO 4.4 Calcule la cantidad máxima de electrones que puede ocupar el primero ($n = 1$) y segundo ($n = 2$) nivel principal de energía.

RESULTADO

Para 1: cantidad máxima de electrones $= 2 \times 1^2 = 2 \times 1 = 2$ *Respuesta*

Para 2: cantidad máxima de electrones $= 2 \times 2^2 = 2 \times 4 = 8$ *Respuesta*

La tabla 4.2 muestra los niveles principales de energía y la cantidad máxima de electrones que pueden ocupar estos niveles. Ésta es la cantidad máxima de electrones que se pueden acomodar en un determinado nivel de energía, pero un nivel de energía *puede tener menos electrones que esa cantidad máxima.*

Ahora veamos cómo se acomodan los electrones en los niveles principales de energía. Para los elementos más sencillos, los números atómicos del 1 al 18, los electrones se acomodan en el *nivel principal de energía inferior que no ha sido completado*. Y así empezamos colocando los electrones en el nivel principal de energía más bajo y continuamos colocándolos en los niveles subsecuentes hasta que se ha asignado el número de electrones necesario. Recuerde no rebasar la cantidad máxima de electrones para un determinado nivel principal de energía.

$^{4}_{2}\text{He}$ = 2p 2n — $2e^-$

1 — Nivel principal de energía

$^{11}_{5}\text{B}$ = 5p 6n — $2e^-$ $3e^-$

1 2 — Nivel principal de energía

Observe a partir de lo anterior que el número máximo de electrones es 2 en el nivel de energía 1, y para colocar 5 electrones fuera del núcleo debemos recurrir a un nivel superior de energía, el nivel 2.

$^{16}_{8}\text{O}$ = 8p 8n — $2e^-$ $6e^-$

1 2 — Nivel principal de energía

$^{23}_{11}\text{Na}$ = 11p 12n — $2e^-$ $8e^-$ $1e^-$

1 2 3 — Nivel principal de energía

El nivel 2 puede alojar un máximo de 8 electrones, y para colocar 11 electrones fuera del núcleo debemos utilizar no sólo los niveles 1 y 2 sino también un nivel superior de energía, el nivel 3.

$^{40}_{18}\text{Ar}$ = 18p 22n — $2e^-$ $8e^-$ $8e^-$

1 2 3 — Nivel principal de energía

TABLA 4.2 Cantidad máxima de electrones en los niveles principales de energía

NIVEL PRINCIPAL DE ENERGÍA	CANTIDAD MÁXIMA DE ELECTRONES
Incremento de energía ↓ 1	2
2	8
3	18
4	32
5	50
6	72
7	98

De esta manera, el argón, un gas noble (véase la sección 3.7), tiene **ocho** electrones en su nivel principal de energía más elevado.

La necesidad de llenar los niveles de energía en forma secuencial explica la razón por la que los electrones en la mayor parte de los niveles permanecen en su sitio. Para que un electrón cambie su energía, debe desplazarse de un nivel de energía a otro. Para que un electrón salte a un nivel *superior* de energía, el átomo debe *absorber* una pequeña cantidad de energía. La cantidad de energía absorbida es igual a la diferencia de energía entre los dos niveles. Para que un electrón salte a un nivel *inferior* de energía, *éste debe contar con un lugar vacío*. Si un nivel inferior de energía tiene un lugar vacío, el electrón puede caer en el nuevo nivel y el átomo *emitirá* energía. En este caso, la cantidad de energía emitida por el átomo es igual a la diferencia de energía entre los dos niveles. Si los electrones de un átomo ya están ordenados para llenar sus niveles inferiores de energía y ninguno de éstos tiene lugares vacíos, entonces los electrones no podrán liberar energía.

El movimiento de los electrones entre los niveles de energía es semejante a una persona subiendo las escaleras. Para avanzar en las escaleras, usted sólo puede ir en números enteros de escalones a la vez. No puede subir *entre* los peldaños.

Ejercicio de estudio 4.4

Calcule el número máximo de electrones que puede existir en los siguientes niveles principales de energía:

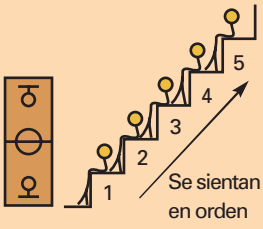
a. 3 (18) **b.** 5 (50)

Ejercicio de estudio 4.5

Realice un diagrama de la estructura atómica para cada uno de los siguientes átomos. Indique la cantidad de protones y neutrones y ordene los electrones en los niveles principales de energía.

	Nivel principal de energía 1	2	3
a. $^{13}_{6}C$	(6p 7n)	$2e^-$	$4e^-$
b. $^{37}_{17}Cl$	(17p 20n)	$2e^-$	$8e^-$	$7e^-$

Clave del estudio: Este llenado de electrones es análogo a un partido de baloncesto en un gimnasio. En todo momento sólo puede haber sobre la cancha 10 jugadores y dos árbitros. A medida que llegan los espectadores a observar el juego se sientan en *orden*, primero en las filas inferiores de las gradas y después, conforme estos asientos se llenan, en las filas superiores.



Si la persona que se encuentra en la fila cinco desea moverse a la fila cuatro, no podrá hacerlo porque la fila cuatro está llena. La cancha es análoga al núcleo y las personas que ocupan las filas de las gradas son análogas a los electrones que llenan los niveles principales de energía con energía cada vez más alta a medida que es mayor la distancia a partir del núcleo.

Resuelva los problemas del 11 al 13.

4.7 Fórmulas de pares de electrones de los elementos

Los electrones que se encuentran en el nivel principal superior de energía en los anteriores diagramas del átomo se denominan comúnmente electrones del nivel de energía de valencia o **electrones de valencia.** El resto del átomo (núcleo y otros electrones) es conocido como kernel. Los electrones que se encuentran en el nivel de energía de valencia tienen energía más alta que los electrones internos y se *ganan, pierden, o comparten* cuando un átomo se une o reacciona con otro átomo para formar una molécula o ion. Debido a su reactividad, estos electrones de valencia se representan en las fórmulas de pares de electrones. Más bien, son un instrumento de "contabilidad", una representación esquemática de las propiedades electrónicas de determinados átomos. Esto puede compararse con su calculadora, sus lápices y sus marcadores colocados sobre el escritorio en determinado orden.

Electrones de valencia
Electrones que ocupan el más alto nivel principal de energía en un átomo.

Clave del estudio: Las fórmulas de los pares de electrones son mecanismos sencillos que utilizaremos en diferentes ocasiones a lo largo de este libro. Estas fórmulas nos ayudarán a visualizar la manera en que se mantienen juntas las moléculas. Familiarícese con ellas.

Reglas para escribir las fórmulas de pares de electrones

Para escribir las fórmulas de pares de electrones de los elementos, sólo necesitamos seguir cuatro sencillas reglas:

1. Escriba el símbolo del elemento para representar el Kernel.
2. Asigne un máximo de *dos* electrones para cada uno de los cuatro lados del símbolo hasta tener un total de ocho electrones alrededor del símbolo. Un punto representa un solo electrón.
3. Coloque los electrones de valencia (nivel principal superior de energía) alrededor de los cuatro lados del símbolo, con *un* electrón asignado a *cada lado hasta un máximo de cuatro electrones.*
4. Si es necesario, aparee los electrones en los cuatro lados *hasta un máximo de ocho electrones*. Asegúrese de no exceder la cantidad real de electrones de valencia para el elemento. (El helio es una excepción, sus dos electrones de valencia están en el mismo lado del símbolo, ya que el primer nivel principal de energía está completo).

Considere las fórmulas de pares de electrones para los siguientes átomos (determine el número de electrones de valencia en cada caso):

1. $^{1}_{1}H$ = H· o $\dot{H}$, etc. (un electrón de valencia; los cuatro lados son equivalentes)
2. $^{4}_{2}He$ = He: o $\ddot{H}e$, etc. (excepción, véase la regla 4, dos electrones de valencia)
3. $^{7}_{3}Li$ = Li· (un electrón de valencia)
4. $^{11}_{5}B$ = ·$\dot{B}$· o $\dot{B}$· etc. (tres electrones de valencia)
5. $^{12}_{6}C$ = ·$\dot{C}$· (cuatro electrones de valencia)
6. $^{15}_{7}N$ = ·$\dot{N}$: (cinco electrones de valencia, dos apareados)
7. $^{20}_{10}Ne$ = :$\ddot{N}e$: (ocho electrones de valencia, todos los lados llenos)
8. $^{24}_{12}Mg$ = $\dot{M}g$· (dos electrones de valencia)
9. $^{32}_{16}S$ = ·$\dot{S}$: (seis electrones de valencia)
10. $^{35}_{17}Cl$ = :$\dot{C}$l· (siete electrones de valencia)

Clave del estudio: La regla del octeto puede ser análoga a una mesa de restaurante que cuenta con espacio para ocho sillas. Después de su clase de química, usted podría ir a tomar un café. La mesa a la que usted se siente la pueden ocupar un máximo de ocho personas, y puede ser ocupada por menos de ocho; los átomos también *obedecen a la regla del octeto.*

En los ejemplos anteriores, es posible que haya observado que ocho electrones llenarían los cuatro lados, como en el caso del neón (Ne, ejemplo 7). Hay una regla específica sobre este caso, la **regla del octeto.** Durante la formación de moléculas a partir de átomos, la mayor parte de éstos intentan obtener la configuración estable de ocho electrones de valencia alrededor de cada átomo. Los elementos helio (He), neón (Ne), argón (Ar), criptón (Kr), xenón (Xe) y radón (Rn), son denominados *gases nobles*. Todos, excepto el helio, tiene ocho electrones de valencia, y todos (incluido el helio, que tiene dos electrones de valencia que completan su primer nivel principal de energía) son relativamente no reactivos. De hecho, alguna vez se les llamó gases inertes por su falta de reactividad, pero actualmente los científicos pueden preparar compuestos que contienen gases nobles. En la sección 6.1 volveremos a mencionar la "regla del octeto".

Regla del octeto Principio que establece que, durante la formación de las moléculas, la mayor parte de los átomos intenta obtener una configuración estable de ocho electrones de valencia alrededor del átomo.

Ejercicio de estudio 4.6
Escriba las fórmulas de pares de electrones para los siguientes átomos:

a. $^{28}_{14}Si$

b. $^{37}_{17}Cl$

Resuelva los problemas 14 y 15.

4.8 Distribución de los electrones en subniveles

Los experimentos han demostrado que la distribución de los electrones no es tan sencilla como se ha descrito hasta ahora. De hecho, los niveles principales de energía están divididos en subniveles. Los subniveles, denominados *s, p, d* y *f*, también tienen un límite para el número de electrones que pueden contener. Los subniveles *s, p, d* y *f* pueden contener un máximo de 2, 6, 10 y 14 electrones respectivamente, como se muestra a continuación y en la tabla 4.3.

$$s = \mathbf{2}$$
$$p = \mathbf{6}$$
$$d = \mathbf{10}$$
$$f = \mathbf{14}$$

(Observe que cada vez se adicionan 4 electrones). Como puede verse en la tabla 4.3, la cantidad de subniveles es igual al número del nivel principal de energía. Por ejemplo, el primer nivel principal de energía tiene un subnivel (*s*), el segundo nivel tiene dos subniveles (*s* y *p*) y el tercer nivel tiene tres subniveles (*s, p* y *d*).

Esta distribución de los electrones es análoga a la distribución de jóvenes en diferentes habitaciones ubicadas en varios pisos de un edificio de hospedaje para estudiantes. En el *primer* (1) piso del edificio hay una (1) sola habitación que puede alojar un máximo de dos (2) estudiantes. En el *segundo* (2) piso hay dos habitaciones; en una se pueden alojar un máximo de dos (2) estudiantes y en la otra un máximo de seis (6), con un total de ocho (8) estudiantes en el segundo piso. En el *tercer* (3) piso hay tres (3) habitaciones para los huéspedes. Una habitación puede alojar un máximo de dos (2) estudiantes, la segunda un máximo de seis (6) estudiantes y la tercera habitación un máxima de diez (10) para dar un total de dieciocho (18) estudiantes en el tercer piso. En el *cuarto* (4) piso hay cuatro (4) habitaciones para huéspedes. En una habitación se pueden alojar un máximo de dos (2) estudiantes, en la segunda un máximo de seis (6), en la tercera un máximo de diez (10) y en la cuarta habitación un máximo de catorce (14) estudiantes, la cual da un total de treinta y dos (32) estudiantes en el cuarto piso. A partir de la analogía, los pisos del edificio representan los niveles principales de energía, las habitaciones de cada piso serán los subniveles para cada nivel principal de energía, y los estudiantes representan los electrones.

Cada uno de estos subniveles con su respectivo nivel principal de energía, tiene *diferente energía*. Los subniveles están ordenados de acuerdo con su incremento de energía en la lista siguiente (el símbolo $<$ se lee "menor que"):

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s$$
$$< (4f < 5d) < 6p < 7s\ (5f < 6d)$$

TABLA 4.3 **Cantidad máxima de electrones en los niveles principales de energía del 1 al 7 y sus subniveles respectivos**

NIVEL PRINCIPAL DE ENERGÍA	SUBNIVEL[a]	CANTIDAD MÁXIMA DE ELECTRONES	
		SUBNIVEL[a]	NIVEL PRINCIPAL DE ENERGÍA
1	*s*	2	2
2	*s*	2	8
	p	6	
3	*s*	2	18
	p	6	
	d	10	
4	*s*	2	32
	p	6	
	d	10	
	f	14	
5	*s*	2	50 (en realidad 32[b])
	p	6	
	d	10	
	f	14	
	(g)	(18)	
6	*s*	2	72 (en realidad 16[b])
	p	6	
	d	10	
	f	14	
	(g)	(18)	
	(h)	(22)	
7	*s*	2	98 (en realidad 2[b])
	p	6	
	d	10	
	f	14	
	(g)	(18)	
	(h)	(22)	
	(i)	(26)	

[a] Los subniveles que están entre paréntesis junto con la cantidad máxima de electrones en ese subnivel, no se utilizan en los elementos que se conocen hasta la fecha.
[b] Ésta es la cantidad real de electrones que se encuentra en los elementos que se conocen hasta el presente; por ello, estos niveles de energía están incompletos.

Como puede ver, hay lugares donde un subnivel 4 es inferior en energía a un subnivel 3 (4*s* en comparación con 3*d*) o un subnivel 5 o 6 es inferior en energía a un subnivel 4 (5*s* en comparación con 4*d*, 6*s* en comparación con 4*f*).

Al llenar los subniveles, se llenan *primero* los subniveles *de energía más baja.* La figura 4.5 muestra cómo a medida que se llenan los subniveles, se van ocupando los siguientes subniveles de energía más baja. Las figuras 4.6 y 4.7 muestran dos métodos simplificados para recordar el orden de llenado. Usted podrá utilizar cualquiera de ellos; con ambos se obtienen los mismos resultados. Siga en estas figuras las instrucciones para

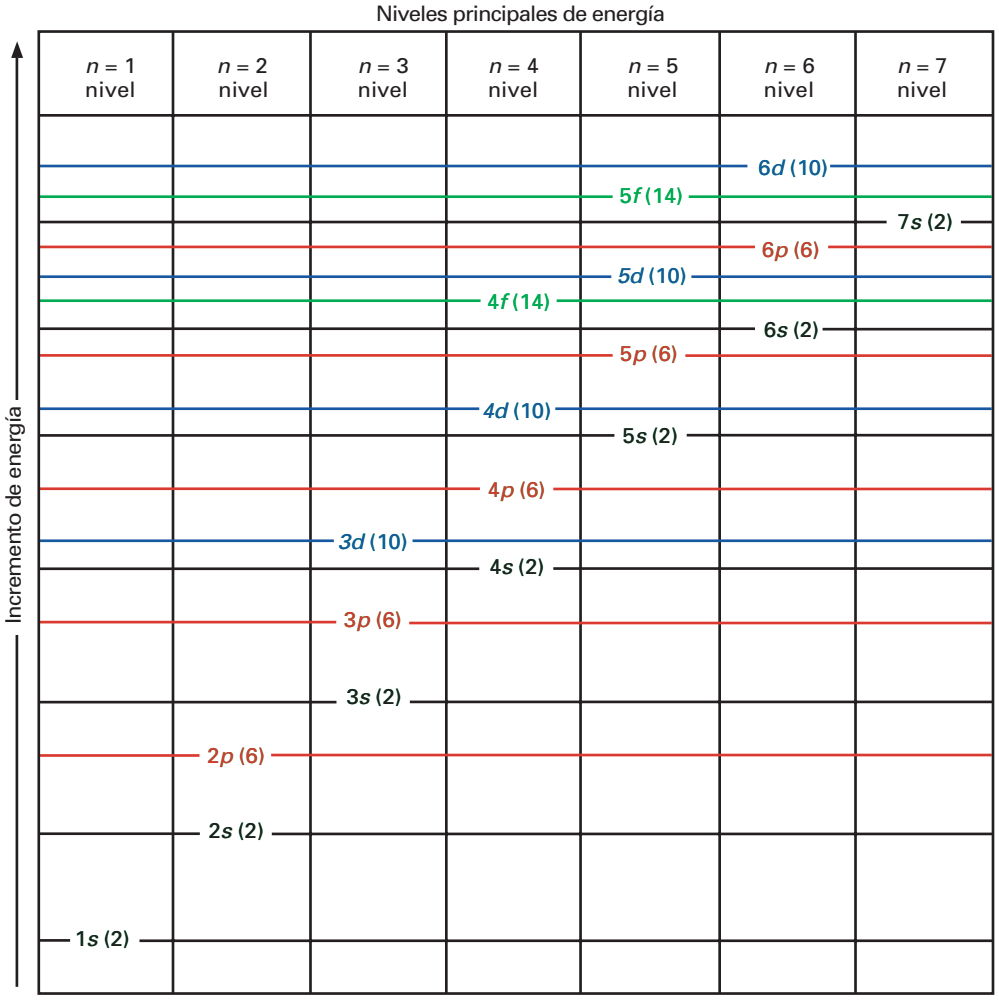


FIGURA 4.5
Diagrama que representa las energías relativas de los diferentes subniveles electrónicos. Los números entre paréntesis significan la cantidad máxima de electrones en el subnivel. Los niveles *s* se muestran en negro, los niveles *p* en rojo, los niveles *d* en azul y los niveles *f* en verde.

recordar el orden de llenado de los subniveles hasta que los conozca bien. Se dará cuenta de que el subnivel 4*s* se llena antes que el 3*d*. También notará que los subniveles 4*f* y 5*d*, y los subniveles 5*f* y 6*d*, están entre paréntesis debido a que sus energías son muy parecidas. Podemos ver en la figura 4.6 o en la 4.7 que después de llenar el subnivel 6*s*, se omite el 4*f* y entonces se coloca un electrón en 5*d*. Después regresamos a llenar el 4*f*. Una vez que 4*f* está lleno regresamos a 5*d* y lo llenamos completamente hasta su cantidad máxima de 10 electrones. El proceso se repite para los subniveles 6*d* y 5*f*. Es decir, después de llenar el subnivel 7*s*, se salta el 5*f* y entonces se coloca un electrón en el 6*d*. Después regresamos y llenamos el 5*f*. Una vez que 5*f* se encuentra lleno regresamos a 6*d*. Este regreso hasta completar el subnivel 6*d* representa los elementos rutherfordio (Rf, 104), hahnio (Ha, 105), seaborgio (Sg, 106), nielsbohrio (Ns, 107), hassio (Hs, 108), meitnerio (Mt, 109) y los elementos aún no nombrados 110 y 111. A medida que se preparan nuevos elementos, sus configuraciones electrónicas llenarán el subnivel 6*d* hasta su máximo de 10 electrones.

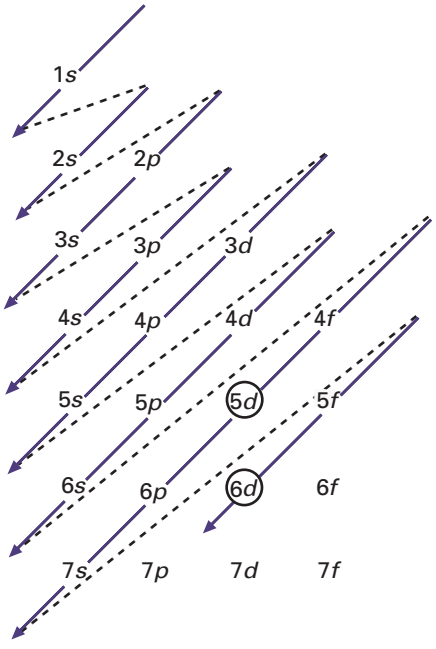


FIGURA 4.6
Orden de llenado de los subniveles. (1) Escriba en líneas separadas los niveles principales de energía con sus subniveles hasta el subnivel f. (2) Dibuje líneas diagonales para indicar el orden de llenado. (No es necesario que las líneas diagonales vayan más allá del subnivel 6*d* porque hasta el momento no se ha preparado ningún elemento cuya configuración electrónica rebase el subnivel 6*d*). (3) Encierre en círculos los subniveles 5*d* y 6*d* puesto que inicialmente sólo se ha colocado un electrón en cada uno de estos subniveles. Después de llenar el subnivel 6*s*, salte al subnivel $4f$ y coloque *un* electrón en el 5*d*; luego regrese al $4f$ y llénelo. Una vez que esté lleno el $4f$, regrese al 5*d* y llénelo completamente hasta su máximo de 10 electrones. Repita el proceso para los subniveles 6*d* y $5f$. Después de llenar el 7*s*, salte al $5f$ y coloque *un* electrón en el 6*d*; después regrese al $5f$ y llénelo. Una vez que haya llenado el $5f$, regrese al 6*d*.

Algunas veces ocurren excepciones en el llenado de estos subniveles; pero en este libro no las vamos a considerar.

Este orden de llenado de los subniveles no es al azar ni se trata de un esquema arbitrario, se basa en *observaciones experimentales* y *mediciones físicas* que condujeron a un procedimiento operativo para obtener las configuraciones electrónicas de los átomos.

Para escribir la configuración electrónica de un átomo, escriba el *número* del nivel principal de energía y la *letra* del subnivel, seguida por la cantidad de electrones en el subnivel, escrita como índice. Los subniveles de un nivel principal de energía se pueden *agrupar* a un tiempo o según se van *llenando*. Para obtener las configuraciones, dibuje un diagrama similar al de la figura 4.6 o 4.7 como guía para llenar los subniveles.

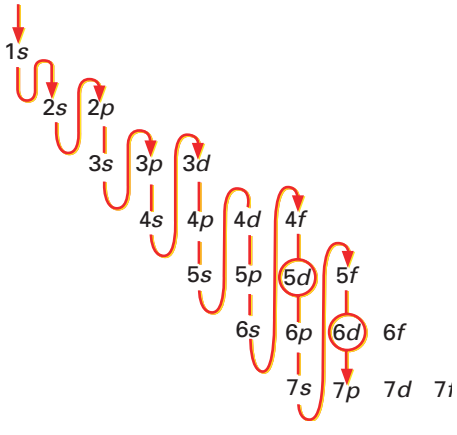


FIGURA 4.7
Orden de llenado de los subniveles. (1) Escriba en líneas separadas los niveles principales de energía con sus subniveles llegando hasta el subnivel f. Coloque el siguiente subnivel *s* más alto *directamente abajo* del subnivel *p* más bajo. (2) Dibuje líneas curvas que sigan el orden de llenado (No es necesario extender las líneas curvas más allá del subnivel 6*d* porque hasta el momento no se ha preparado ningún elemento que tenga una configuración electrónica más allá del subnivel 6*d*). (3) Encierre en círculos los subniveles 5*d* y 6*d* porque inicialmente sólo se ha colocado un electrón en cada uno de esos subniveles. Después de llenar el subnivel 6*s* salte al subnivel $4f$ y coloque *un* electrón en el 5*d*; después regrese a $4f$ y llénelo. Una vez que haya llenado el $4f$, regrese al 5*d* y llénelo completamente hasta su máximo de 10 electrones. Repita el proceso para los subniveles 6*d* y $5f$. Después de llenar el 7*s*, salte al $5f$ y coloque *un* electrón en el 6*d*; después regrese a $5f$ *y llénelo.* Una vez que haya llenado el $5f$, regrese al 6*d*.

Considere los siguientes átomos:

número de electrones en este subnivel
subnivel
nivel principal de energía

1. ${}^{1}_{1}\mathrm{H} = 1s^{1}$ (**1** electrón de valencia)
2. ${}^{4}_{2}\mathrm{He} = 1s^2$: nivel principal de energía 1 ahora está lleno (**2** electrones de valencia)
3. ${}^{7}_{3}\mathrm{Li} = 1s^2, 2s^1$: (**1** electrón de valencia)
4. ${}^{11}_{5}\mathrm{B} = 1s^2, 2s^2\ 2p^1$: la cantidad máxima para el subnivel $2s$ es 2, por ello llenamos el siguiente que es $2p$ (**3** electrones de valencia; véase la sección 4.7)
5. ${}^{14}_{7}\mathrm{N} = 1s^2, 2s^2\ 2p^3$: (**5** electrones de valencia)
6. ${}^{20}_{10}\mathrm{Ne} = 1s^2, 2s^2\ 2p^6$: el nivel principal de energía 2 ahora está completo (**8** electrones de valencia)
7. ${}^{24}_{12}\mathrm{Mg} = 1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2$: (**2** electrones de valencia)
8. ${}^{29}_{14}\mathrm{Si} = 1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^2$: (**4** electrones de valencia)
9. ${}^{37}_{17}\mathrm{Cl} = 1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^5$: (**7** electrones de valencia)
10. ${}^{39}_{19}\mathrm{K} = 1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6, 4s^1$: (**1** electrón de valencia)

Clave del estudio: Para facilitarle el seguimiento de los electrones hemos utilizado comas en la configuración electrónica del subnivel.

El nivel de energía que sigue a $3p$ es el $4s$, así que debemos dirigirnos a ese nivel antes de pasar a $3d$.

11. ${}^{64}_{30}\mathrm{Zn} = 1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}, 4s^2$ (**2** electrones de valencia); el subnivel $3d$ se llena después que el $4s$. Podemos agrupar el subnivel $3d$ con los otros subniveles del nivel principal de energía 3, sin importar el orden de llenado, o es *igualmente aceptable* la configuración electrónica $1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6, 4s^2, 3d^{10}$, siguiendo el orden de llenado. Utilizando el primer método es un poco más sencillo identificar el número de los electrones de valencia.
12. ${}^{75}_{33}\mathrm{As} = 1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}, 4s^2\ 4p^3$ (**5** electrones de valencia): el subnivel $4p$ se llena después en $3d$. O bien, $1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^3$.
13. ${}^{138}_{56}\mathrm{Ba} = 1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}, 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}, 5s^2\ 5p^6, 6s^2$ (**2** electrones de valencia); el subnivel $5s$ se llena después del $4p$, luego se llenan el $4d$, el $5p$ y por último se llena el $6s$. O bien, $1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2$.
14. ${}^{158}_{64}\mathrm{Gd} = 1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}, 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^7, 5s^2\ 5p^6\ 5d^1, 6s^2$ (*por lo general*, **2** electrones de valencia); después de llenar el $6s$, se omite el $4f$, se coloca *un* electrón en el $5d$, y después se colocan *siete* electrones en el subnivel $4f$. Todos los subniveles del mismo nivel principal de energía pueden agruparse al mismo tiempo o sea, $1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 5d^1, 4f^7$.

En el Apéndice IV se encuentra la configuración electrónica de todos los elementos, incluyendo aquéllos que constituyen excepciones en el orden de llenado.

El llenado de los subniveles se correlaciona con la tabla periódica, como se muestra en la figura 4.8. Observe que hay bloques de elementos que llenan sólo hasta los subniveles *s*, otros que llenan hasta los subniveles *p,* otros hasta los subniveles *d* y, por último, se encuentran los que llenan hasta los subniveles *f*. Cuando un elemento se encuentra en un bloque específico, esto significa que el último electrón colocado en el átomo ocupa el subnivel correspondiente a ese bloque. Por ejemplo, el titanio (${}^{48}_{22}\mathrm{Ti}$) tiene la configuración electrónica $1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6, 4s^2, 3d^2$. El titanio es el segundo elemento en el bloque *d*,

Clave del estudio: Estudie con mucho cuidado este material y la figura 4.8. Le ayudará a comprender el material analizado en este capítulo y los siguientes.

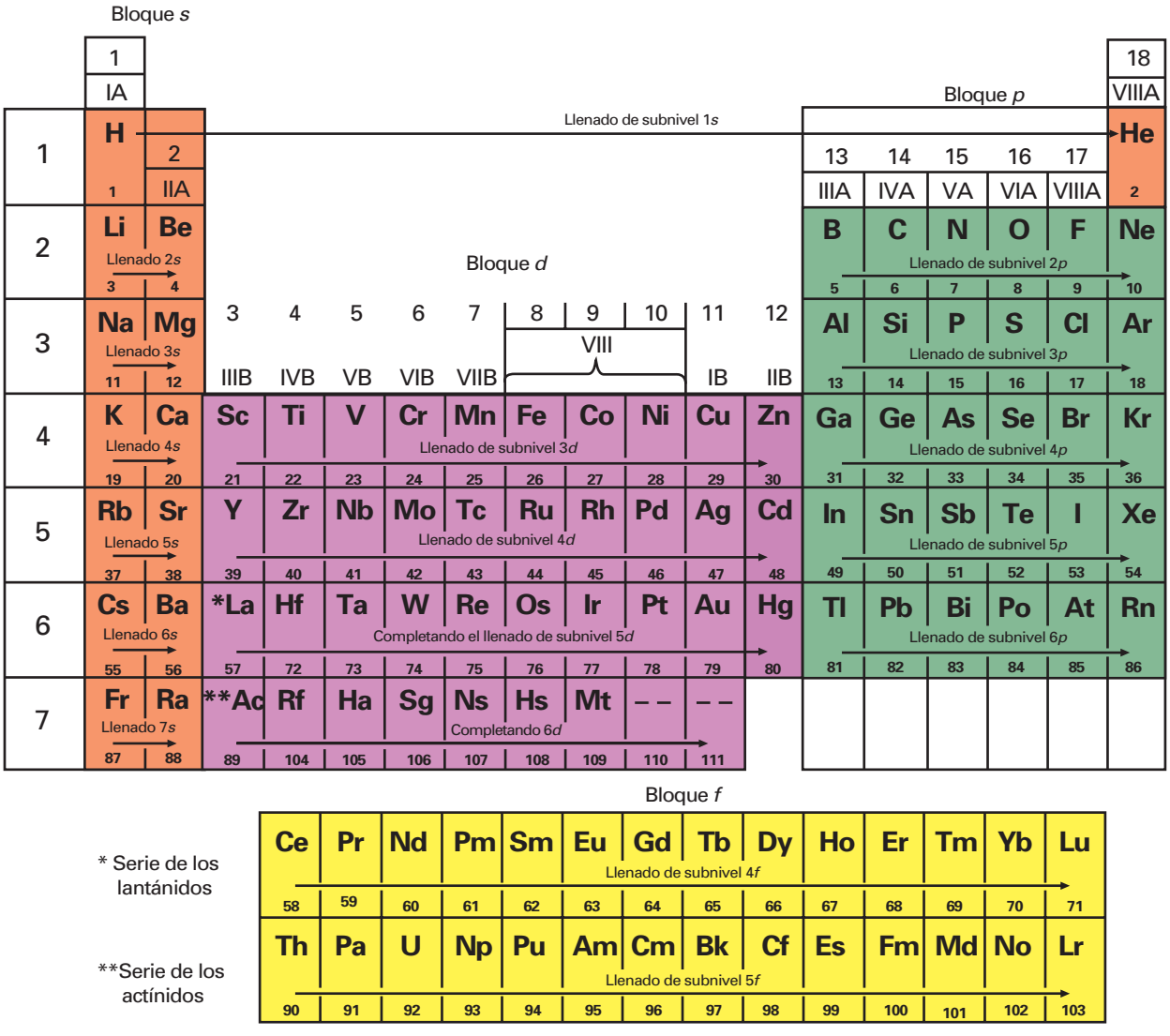


FIGURA 4.8
Correlación de llenado de los subniveles con la tabla periódica. Observe los grupos de elementos que llenan los subniveles *s, p, d* y *f*. La tabla periódica señala estos grupos de elementos como sigue: 1, bloque *s*; 3, bloque *p*; 2, bloque *d*; 4, bloque *f*. Los números en la parte inferior de cada cuadro se refieren al número atómico de los elementos.

por tanto, su último electrón es el electrón $3d^2$. Considere otro ejemplo, digamos, el Gd (ejemplo 14 anterior). El Gd es el séptimo elemento en el bloque *f*, por tanto su último electrón es el electrón $4f$. Según el ejemplo 14, el Gd tiene un electrón $4f^7$. Por tanto, usted puede verificar que ha llenado correctamente los subniveles comparando su respuesta con la tabla periódica.

Ejercicio de estudio 4.7
Escriba la configuración electrónica para los subniveles de los siguientes átomos y determine el número de electrones de valencia en cada caso.

		Electrones de valencia
a. $^{27}_{13}Al$	$[1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^1$	(3)]
b. $^{51}_{23}V$	$[1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6\ 3d^3, 4s^2$	(2)
	o $1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6\ 4s^2, 3d^3$	(2)]

Resuelva los problemas 16 y 17.

4.9 Orbitales

En la exposición anterior utilizamos un modelo de átomo que supone que los electrones existen en niveles de energía que tienen trayectorias orbitales separadas y definidas de acuerdo con el modelo del átomo de hidrógeno de Bohr. Sin embargo, los químicos han modificado este concepto de la distribución de los electrones en los átomos. Actualmente, no consideramos que los electrones estén viajando en trayectorias orbitales fijas; pensamos en cambio que ocupan *volúmenes* orbitales en el espacio. Un **orbital** es una región de espacio que rodea el núcleo de un átomo en la que existe una alta probabilidad de encontrar un máximo de dos electrones. Los orbitales tienen cierta *forma*, la cual se define como el 90% de probabilidad de encontrar dos electrones en una región específica. Los electrones de los subniveles *s, p, d* y *f* ocupan los orbitales *s, p, d* y *f*. Por tanto, cuando definimos los orbitales, simplemente estamos asignando los electrones de los subniveles *s*, *p*, *d* y *f* a una región en el espacio alrededor del núcleo. Estos electrones de *movimiento rápido* tienen una probabilidad de 90% de encontrarse *en cualquier lugar* dentro del volumen de los orbitales. Los orbitales no están huecos.

Orbital Región del espacio que rodea el núcleo de un átomo en la que existe una alta probabilidad de encontrar dos electrones.

La figura 4.9 muestra la configuración que se atribuye a los orbitales *s* y *p* (los subniveles *f* y *d* son más complejos, por lo que los dejaremos para un curso más avanzado). Un orbital *s* tiene forma esférica con los electrones (como máximo dos) viajando en cualquier parte dentro de la esfera. Los orbitales *p* son tres: p_x, p_y, p_z, y tienen una forma que recuerda las pesas de gimnasia, acomodadas en los ejes *x, y* y *z*. En cada uno de estos orbitales no hay más de dos electrones; por ejemplo, $p_x = 2$, $p_y = 2$, $p_z = 2$, un total de seis electrones *p* (la cantidad máxima para este subnivel).

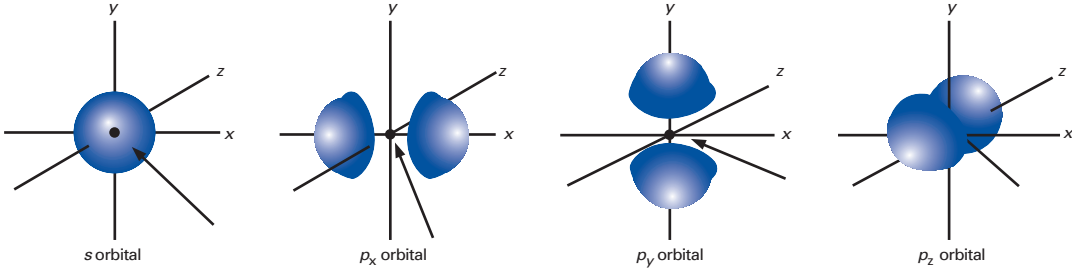
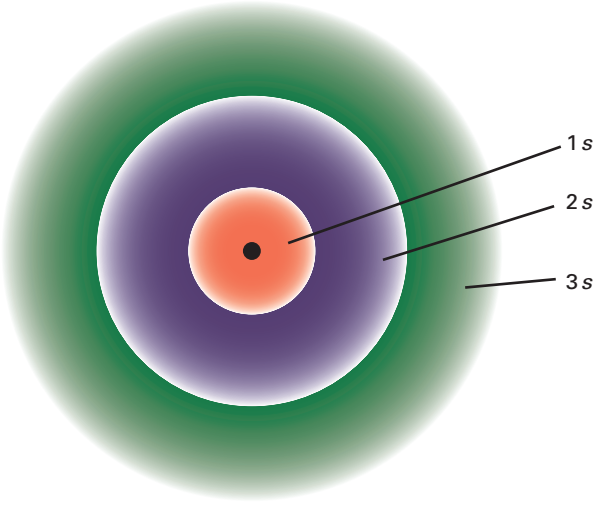


Figura 4.9
Configuración de los orbitales *s, px, py, pz.* La forma de los orbitales está definbida por la probabilidad de 90% de encontrar un máximo de dos electrones en cualquier parte dentro de estos orbitales. Las flechas señalan el núcleo. Los orbitales *p* tienen dos lóbulos, los electrones con movimiento más rápido se encuentran en alguna parte dentro de estos lóbulos.



Clave del estudio: Utilizamos la idea de probabilidad debido a que en realidad nunca podremos saber con *exactitud* el lugar donde se encuentra el electrón. Si prefiere, piense que el electrón se mueve demasiado rápido para que nosotros podamos determinar su posición.

Para aclarar la idea del 90% de probabilidad de encontrar un electrón en cualquier parte del orbital, vamos a considerar una analogía. Supongamos que cada lunes por la tarde usted tiene un laboratorio de química entre la 1:00 y las 4:00 en el aula número 202. La probabilidad de encontrarlo el lunes en el aula 202 entre la 1:00 y las 4:00 es muy elevada, digamos 90% de probabilidad, dejando el 10% restante para la posibilidad de que usted estuviera enfermo (suponemos que de otra manera no faltaría a clases). Decimos que la probabilidad de encontrarlo en el aula 202 es de 90% (90 veces en 100) y la probabilidad de no encontrarlo es de 10% (10 veces en 100). Puede ser que dentro del laboratorio usted tenga un lugar asignado en donde realiza sus experimentos; pero no estará en ese lugar durante todo el tiempo. Tendrá que ir a conseguir los reactivos químicos, o a hablar con un amigo o incluso a hacerle algunas preguntas a su profesor de laboratorio; sin embargo, seguirá estando en el aula 202.

Ahora supongamos que estamos verificando cada cinco minutos su posición exacta durante las tres horas y que colocamos una marca en el diagrama del aula donde se encuentra. Si terminó su experimento, lo más seguro es que encontremos la mayor parte de las marcas alrededor de su escritorio. Es decir, *la región de mayor probabilidad* para encontrarlo será algún lugar alrededor de su escritorio. Si alguien lo buscara, la oportunidad de encontrarlo en el aula 202 sería muy grande si buscara alrededor de su escritorio. El mismo razonamiento se aplica a los electrones: hay una probabilidad de 90% de encontrar los electrones en algún lugar dentro de los orbitales designados.

Dentro de un átomo, los diferentes orbitales se encuentran distribuidos en patrones repetidos. Es posible que comprenda más fácilmente la distribución de los orbitales *s* mostradas en la figura 4.10 si piensa en una esfera anidada en otra. El orbital 1*s* es como una pelota de tenis suspendida en el centro de una pelota de voleibol (orbital 2*s*), la cual a su vez está suspendida en el centro de una de baloncesto (orbital 3*s*).

Los orbitales *p* son adyacentes de manera semejante, como se ve en la figura 4.11. El orbital 2*p* se parece a una pequeña pesa de gimnasia suspendida dentro de otra más grande, el orbital 3*p*.

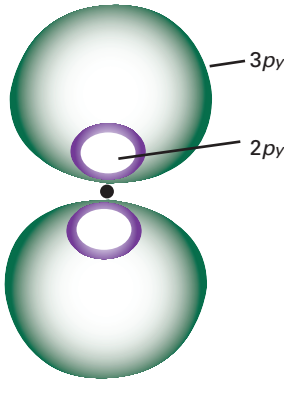


FIGURA 4.11
Relación de los orbitales $2p_y$ y $3p_y$.

Resumen

Los átomos son pequeños en diámetro y en masa. Por tanto, es más fácil expresar la *masa atómica relativa* de un átomo. La *escala de masa atómica* de los elementos está basada en la masa de un átomo de ^{12}C, al cual se ha asignado un valor de exactamente 12 unidades de masa atómica (sección 4.1). Los átomos son partículas pequeñas, separadas,

que conservan su identidad a través de los cambios físicos y químicos. Se combinan en proporciones sencillas de números enteros para formar una molécula de un compuesto, y en diferentes proporciones para formar diversos compuestos (sección 4.2).

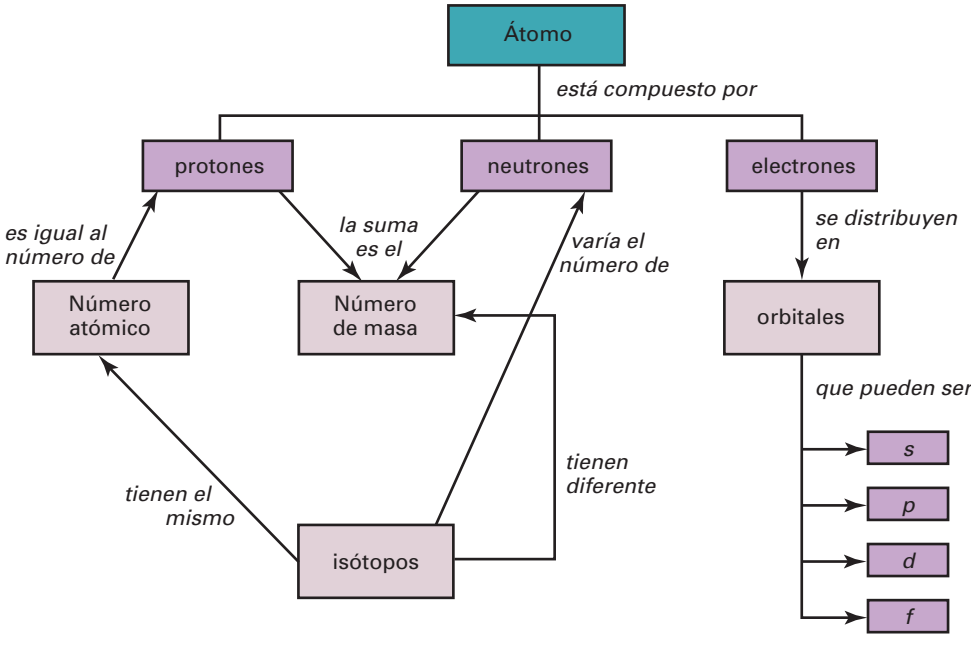
Cada átomo está compuesto por tres partículas subtómicas básicas: *electrones, protones* y *neutrones.* Los electrones tienen una carga relativa de −1, los protones tienen una carga relativa de +1, y los neutrones no tienen carga (sección 4.3). Los protones y los neutrones están localizados en el núcleo del átomo, y los electrones están localizados fuera del núcleo. La cantidad de electrones es igual a la cantidad de protones en los átomos neutros. La cantidad de protones en un átomo es el *número atómico* del elemento. La suma de la cantidadd de protones y neutrones representa el *número de masa* (sección 4.4).

Los *isótopos* de los átomos tienen diferentes números de masa pero el mismo número atómico. Los isótopos de un determinado elemento tienen las mismas propiedades químicas pero sus propiedades físicas son ligeramente diferentes. Si utilizamos la masa atómica exacta y el porcentaje de los isótopos de un elemento de acuerdo con su abundancia en la naturaleza podemos calcular la masa atómica promedio del elemento (sección 4.5).

Los electrones están distribuidos en niveles principales de energía, y hay un número máximo de electrones que puede ocupar cada nivel. Para que un electrón suba un nivel, el átomo deberá absorber energía, para que un electrón descienda un nivel, el átomo deberá emitir energía (sección 4.6).

Podemos dibujar una *fórmula de pares de electrones* para un elemento sobre la base del número de *electrones de valencia* para ese elemento. Los *electrones de valencia* ocupan el nivel principal superior de energía (sección 4.7). Dentro de cualquier nivel principal de energía, los electrones ocupan los subniveles denominados *s, p, d* y *f*. Es importante conocer el orden de llenado del subnivel de manera que sea posible determinar la *configuración electrónica* de un elemento (sección 4.8). Un modelo más moderno del átomo identifica en cada subnivel regiones generales en el espacio llamadas *orbitales* y ubica los electrones en estos orbitales (sección 4.9).

Diagrama temático



Ejercicios

1. Defina o explique cada uno de los siguientes términos (el número entre paréntesis se refiere a la sección del texto donde se menciona el término):

a. masa atómica (peso atómico) escala (4.1)
b. unidad de masa atómica (4.1)
c. partículas subatómicas (4.3)
d. electrón (4.3)
e. protón (4.3)
f. neutrón (4.3)
g. núcleo (4.4)
h. ion (4.4)
i. niveles de energía (4.4)
j. número atómico (4.4)
k. número de masa (4.4)
l. isótopo (4.5)
m. electrones de valencia (4.7)
n. regla del octeto (4.7)
o. orbital (4.9)

2. Diga cuál es la diferencia entre:

a. partículas subatómicas en el núcleo y fuera del núcleo
b. electrones de valencia y el Kernel de un átomo
c. formas de los orbitales *s* y *p*
d. los orbitales p_x y p_z

3. Explique el significado de los siguientes símbolos o números:

a. ${}^{A}_{Z}\mathrm{E}$
b. $1s^2$

4. Dibuje la forma de:

a. un orbital *s*
b. un orbital p_x
c. un orbital p_y
d. un orbital p_z

Problemas

Distribución general de las partículas subatómicas (véase la sección 4.4)

5. Para cada uno de los siguientes atómos, calcule la cantidad de protones y de neutrones que se encuentran en el núcleo y la cantidad de electrones que están fuera de él.

a. ${}^{9}_{4}\mathrm{Be}$
b. ${}^{40}_{18}\mathrm{Ar}$
c. ${}^{46}_{22}\mathrm{Ti}$
d. ${}^{41}_{19}\mathrm{K}$
e. ${}^{59}_{27}\mathrm{Co}$
f. ${}^{96}_{44}\mathrm{Ru}$

(Todos los átomos que aquí se mencionan existen, aunque algunos puedan no ser los isótopos más abundantes en la naturaleza).

6. Para cada uno de los siguientes átomos, calcule la cantidad de protones y de neutrones que se encuentran en el núcleo y la cantidad de electrones que están fuera de él.

a. $^{23}_{11}Na$ **b.** $^{63}_{29}Cu$ **c.** $^{105}_{46}Pd$

d. $^{90}_{40}Zr$ **e.** $^{142}_{58}Ce$ **f.** $^{235}_{92}U$

(Todos los átomos que aquí se mencionan existen, aunque algunos puedan no ser los isótopos más abundantes en la naturaleza).

Isótopos (véase la sección 4.5)

7. Las siguientes son propiedades del uranio-238. ¿Cuáles de esas propiedades corresponden también al uranio-235?

a. masa atómica = 238.0508 uma.

b. reacciona rápidamente con el oxígeno para formar (U_3O_8)

8. El boro (10.811 uma) tiene dos isótopos: boro-10 (10.013 uma) y boro-11 (11.009 uma). De acuerdo con la masa atómica promedio del boro, ¿cuál de los dos isótopos abundan más en la naturaleza?

9. Calcule hasta cuatro cifras significativas para la masa atómica del galio, con base en los siguientes datos:

Isótopo	*Masa atómica exacta (uma)*	*Abundancia en la naturaleza (%)*
^{69}Ga	68.9257	60.40
^{71}Ga	70.9249	39.60

10. Calcule hasta cuatro cifras significativas la masa atómica del antimonio, con base en los siguientes datos:

Isótopo	*Masa atómica exacta (uma)*	*Abundancia en la naturaleza (%)*
^{121}Sb	120.9038	57.25
^{123}Sb	122.9041	42.75

Distribución de los electrones en los niveles principales de energía (véase la sección 4.6)

11. Calcule la cantidad máxima de electrones que puede existir en los siguientes niveles principales de energía:

a. 1 **b.** 2 **c.** 3

d. 4 **e.** 6 **f.** 7

12. Trace el diagrama de la estructura atómica de los siguientes átomos. Indique la cantidad de neutrones y de protones y acomode los electrones en los niveles principales de energía.

a. $^{7}_{3}Li$ **b.** $^{11}_{5}B$ **c.** $^{16}_{8}O$

d. $^{23}_{11}Na$ **e.** $^{31}_{15}P$ **f.** $^{36}_{18}Ar$

(Todos los átomos que aquí se mencionan existen, aunque algunos puedan no ser los isótopos más abundantes en la naturaleza).

13. Trace el diagrama de la estructura atómica de los siguientes átomos. Indique la cantidad de neutrones y de protones y acomode los electrones en los niveles principales de energía.

a. $^{11}_{4}$Be **b.** $^{14}_{7}$N **c.** $^{19}_{9}$F

d. $^{20}_{10}$Ne **e.** $^{24}_{12}$Mg **f.** $^{34}_{16}$S

(Todos los átomos que aquí se mencionan existen, aunque algunos puedan no ser los isótopos más abundantes en la naturaleza).

Fórmulas de los pares de electrones de los elementos (véase la sección 4.7)

14. Escriba las fórmulas de los pares de electrones para los siguientes átomos:

a. $^{4}_{2}$He **b.** $^{7}_{3}$Li **c.** $^{9}_{4}$Be

d. $^{16}_{8}$O **e.** $^{19}_{9}$F **f.** $^{40}_{18}$Ar

15. Escriba las fórmulas de los pares de electrones para los siguientes átomos:

a. $^{12}_{6}$C **b.** $^{20}_{10}$Ne **c.** $^{23}_{11}$Na

d. $^{24}_{12}$Mg **e.** $^{31}_{15}$P **f.** $^{32}_{16}$S

Distribución de los electrones en subniveles (véase la sección 4.8)

16. (1) Escriba la configuración electrónica en subniveles, para los siguientes átomos.

(2) Diga cuál es la cantidad de electrones de valencia en cada uno de ellos.

a. $^{7}_{3}$Li **b.** $^{9}_{4}$Be **c.** $^{12}_{6}$C

d. $^{16}_{8}$O **e.** $^{31}_{15}$P **f.** $^{78}_{34}$Se

17. (1) Escriba la configuración electronica en subniveles, para los siguientes átomos.

(2) Diga cuál es la cantidad de electrones de valencia en cada uno de ellos.

a. $^{11}_{5}$B **b.** $^{19}_{9}$F **c.** $^{32}_{16}$S

d. $^{51}_{23}$V **e.** $^{75}_{33}$As **f.** $^{112}_{48}$Cd

Problemas generales

18. El elemento osmio (Os) tiene las siguientes propiedades físicas:

pf = 3045°C, pe = 5027°C, densidad = 22.57 g/cm^3

a. Calcule su punto de fusión en grados Fahrenheit.

b. Calcule su densidad en kg/m^3.

c. Calcule su densidad en lb/pie^3 (1 lb = 454 g; 1 pulg = 2.54 cm).

19. Escriba la configuración electrónica en subniveles de un isótopo de osmio (Os, número atómico = 76) que tiene un número de masa de 192.

20. El antimonio (número atómico 51) existe en la naturaleza como una combinación de dos isótopos con números de masa 121 y 123. ¿Qué diferencia se puede esperar en sus estructuras nucleares y electrónicas?

21. Un protón tiene una masa de 1.67×10^{-24} g. Calcule el número de protones en 1.00 lb de protones (1 lb = 454 g).

Cuestionario del capítulo 4

Para responder a las preguntas puede hacer uso de la tabla periódica.

1. Trace el diagrama de la estructura atómica de los siguientes átomos, indicando la cantidad de protones y de neutrones, y acomodando los electrones en los *niveles principales de energía:*

a. $^{13}_{6}C$ **b.** $^{28}_{14}Si$

2. Calcule la cantidad de electrones que puede existir en los siguientes niveles principales de energía:

a. 4 **b.** 6

3. Escriba la configuración electrónica en subniveles, para los siguientes átomos:

a. $^{35}_{17}Cl$ **b.** $^{55}_{25}Mn$

4. Escriba las fórmulas de pares de electrones de los siguientes átomos:

a. $^{31}_{15}P$ **b.** $^{40}_{18}Ar$

5. Calcule hasta cuatro cifras significativas a la masa atómica del elemento X, de acuerdo con los siguientes datos:

Isótopo	*Masa atómica exacta (uma)*	*Abundancia en la naturaleza (%)*
^{13}X	13.00	60.00
^{15}X	15.10	40.00

Plata
(Símbolo: Ag)

Los compuestos de plata desempeñan un papel importante en nuestra vida cotidiana por ser los ingredientes clave en las películas fotográficas.

El elemento PLATA: hermoso desde su apariencia

Nombre: La plata es uno de los metales más conocidos desde la Antigüedad (los otros son el oro y el cobre). Los orígenes del nombre no están muy claros, pero es muy probable que derive del alemán *silber* y del inglés antiguo *siolfor*. El símbolo (Ag) viene del latín *argentum.*

Apariencia: Metal lustroso con brillo argentino que es excelente conductor del calor y la electricidad.

Presencia: En ocasiones la plata se encuentra en la naturaleza en estado puro (no combinado), aunque la mayor parte de esos depósitos se ha agotado. La argentita (Ag_2S) es un valioso mineral rico en plata.

Origen: Actualmente, la mayor parte de la plata se obtiene como un subproducto durante el procesamiento de los minerales que contienen cobre, plomo y zinc [*argentitas* $(Cu, Fe, Zn, Ag)_{12}Sb_4S_{13}$].

Su importancia en nuestro mundo: El uso más importante de las sales que contienen plata es el que hace la industria fotográfica. El bromuro de plata (AgBr) y el yoduro de plata (AgI) se utilizan ampliamente en la preparación de películas fotográficas.

El segundo consumidor más grande de plata es la industria de la electrónica, que utiliza la plata y sus aleaciones (plata combinada con cadmio, cobre, paladio u oro) para contactos eléctricos, soldaduras y soldadura fuerte.

Las sales de plata también se emplean en la fabricación de baterías a base de plata. Diversos instrumentos como son los torpedos, los relojes, las naves aéreas y los cohetes utilizan baterías que contienen óxido de plata (Ag_2O) y zinc.

La plata se emplea en joyería, utensilios de plata fina, espejos y empastes dentales. Aunque este metal se utilizó alguna vez en las monedas y como medio de intercambio, actualmente ese tipo de uso representa menos del 5% del consumo mundial de plata.

Acontecimientos raros: Las disoluciones muy diluidas que contienen sales de plata son excelentes desinfectantes. Históricamente, los humanos han aprovechado esta propiedad almacenando alimentos en recipientes de plata para retardar la velocidad de su descomposición.

Química sustentable y CTS

Las fuentes renovables de energía

El consumo de energía en la Tierra ha ido en aumento constante por dos razones: el crecimiento de la población y el incremento de energía consumida por habitante. La captación de energía en la Tierra se ha obtenido básicamente del carbón, la leña y el petróleo, combustibles de gran capacidad térmica cuya explotación ha ocasionado una creciente contaminación de la atmósfera, el mar y la tierra, además del uso indiscriminado de recursos no renovables que, más pronto que tarde, se agotarán en el planeta.

En contraste, el uso de los recursos energéticos renovables, como son las tradicionales centrales hidroeléctricas (de gran tamaño y que no se pueden seguir construyendo debido al alto costo de inversión) , la energía solar, la fuerza de los vientos, el oleaje marino y el vapor de agua, o el calor terrestre que guarda el subsuelo y la biomasa (materia orgánica formada por plantas, hojas secas, desechos animales, etc.), se han utilizado de manera moderada durante el desarrollo de la humanidad. Hagamos una breve revisión de estas opciones.

La casi totalidad de la energía de nuestro planeta procede del Sol. La *energía solar* se capta a través de dispositivos que tienen en común la utilización directa de la luz del astro. Están los paneles solares (que se colocan en los techos de las casas y edificios, y calientan el agua para uso doméstico), los hornos (que concentran los rayos solares con espejos curvos para lograr temperaturas elevadas, superiores a los 3000°C) y las células o celdas fotovoltaicas (que transforman la luz solar en electricidad). La *energía solar* es un recurso inmenso, pero las tecnologías para su aprovechamiento tienen que ser lo suficientemente baratas para que en verdad resuelvan nuestros problemas.

La *energía eólica* utiliza la energía cinética del viento que, mediante molinos con aspas de fibra de vidrio, turbinas y generadores, la transforma en energía eléctrica. Se han construido gigantescos molinos de viento para generar electricidad. En muchos países ya se han realizado trabajos de electrificación de escuelas y casas rurales empleando estos molinos. En Estados Unidos (Texas, Oregon y Kansas), existen "parques eólicos", y en Europa se genera el 70% de la energía eólica mundial.

La *energía geotérmica* proviene del calor interno de la Tierra, que sale a la superficie en forma de géiseres y volcanes. El agua subterránea entra en contacto con las rocas calientes formándose el vapor que se eleva a la superficie y luego se utiliza para mover las turbinas y generar electricidad. Islandia, que tiene un subsuelo con gran actividad volcánica, emplea la energía geotérmica para calentar el 90% de sus edificios.

La *biomasa* es la materia orgánica que, directamente o por un proceso de transformación, se utiliza como fuente de energía. Así, tenemos la biomasa destinada directamente a generar energía, como son las plantaciones de caña de azúcar, y la

biomasa residual, que incluye los residuos forestales y agrícolas, ganaderos (estiércol), basura orgánica, aguas negras, etc. Se utilizan directamente como combustible (se queman para producir calor en los hogares), o bien, una buena opción consiste en generar gas metano (más conocido como gas natural) a partir de la fermentación por la acción de bacterias anaerobias (bacterias que viven sin oxígeno).

El metano puede emplearse para cocinar alimentos o alguna otra aplicación en las comunidades rurales y suburbanas.

Después de revisar las fuentes renovables de energía se encuentra que el principal inconveniente de casi todas ellas es su naturaleza "fluctuante" que requiere de invertir en sistemas de almacenamiento que resultan costosos. Por ejemplo, la energía solar tendría que almacenarse para garantizar su disponibilidad durante las noches y los días nublados. Lo mismo ocurriría con la energía eólica, debido a las variaciones de los vientos (el viento no siempre sopla). Producir metano a partir de la biomasa es complicado debido a la lentitud del proceso y de que, además, tendría que considerarse la necesidad de diversificar los campos de cultivo para la producción de alimentos o de biomasa. Con las expectativas generadas por la ingeniería genética se podría pensar en una misma planta que produzca alimento y, a la vez, energía.

Es por ello que se consideran estos recursos como energías alternativas. Sin embargo, la combinación de las diversas fuentes de energía y su uso integral permitiría un beneficio total. Así, durante la temporada de lluvias, la disminución en la captación de energía solar se compensaría con la disponibilidad de las energías eólica y geotérmica.

Mientras tanto, los científicos trabajan en una fuente de generación limpia y renovable: el hidrógeno, el cual se puede producir con ayuda de celdas solares y cuya reacción en presencia de oxígeno no genera emisiones contaminantes. Sin embargo, persisten los problemas de costo y, principalmente, de almacenamiento.

Esperemos que las fuentes renovables de energía sean parte de la solución de los problemas energético y ecológico en el futuro inmediato. Lo que ahora se lleve a cabo o se deje de hacer, repercutirá en el desarrollo y bienestar de todos. Ello tiene que estar basado en criterios sociales y ambientales, pero también en la evaluación de costos y beneficios tanto económicos como financieros.

Capítulo 5

Clasificación periódica de los elementos

En las composiciones musicales suelen repetirse las melodías. Usted escucha determinado patrón de música repetido en diferentes momentos de la canción. De la misma manera, las propiedades químicas de los elementos se repiten en una forma regular cuando están ordenadas por el número atómico, como en la tabla periódica.

Objetivos del capítulo 5

1. Definir el término *ley periódica* y explicar qué significa esta ley en cuanto a las propiedades de los elementos (sección 5.1).
2. Describir la estructura de la tabla periódica en términos de sus períodos y grupos, y entender la diferencia entre elementos representativos y elementos de transición (sección 5.2).
3. Utilizar la tabla periódica para identificar los patrones comunes presentes en los grupos de elementos (sección 5.3).7

Cuenta regresiva

5. El cloro tiene un radio atómico de 9.9×10^{-11} m. Convierta este radio atómico a picómetros (sección 2.2 y 2.8).

(99 pm)

4. El cloro tiene un punto de fusión de −101°C. Convierta esta temperatura a grados Fahrenheit y a Kelvin (sección 2.8).

(−150°F, 172 K)

3. Las siguientes son propiedades del elemento cloro (Cl). Clasifíquelas como propiedades físicas o químicas (sección 3.4).

a. gas amarillo verdoso (física)

b. a 10 °C, un volumen de agua disuelve 3.1 volúmenes de cloro (física)

c. reacciona con el hidrógeno para formar cloruro de hidrógeno gaseoso (HCl) (química)

d. densidad de 1.56 g/mL como líquido (física)

2. Para cada uno de los siguientes átomos calcule la cantidad de protones y de neutrones en el núcleo y la cantidad de electrones fuera del núcleo (sección 4.4).

a. $^{37}_{17}\mathrm{Cl}$ (17p, 20n 17e⁻)

b. $^{133}_{55}\mathrm{Cs}$ (55p, 78n 55e⁻)

1. Escriba la configuración electrónica en subniveles para los siguientes átomos y determine el número de electrones de valencia para cada caso (sección 4.8).

a. $^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ [$1s^2$, $2s^2$ $2p^6$, $3s^2$ $3p^5$ (7)]

b. $^{51}_{23}\mathrm{V}$ [$1s^2$, $2s^2$ $2p^6$, $3s^2$ $3p^6$ $3d^3$, $4s^2$ o $1s^2$, $2s^2$ $2p^6$, $3s^2$ $3p^6$, $4s^2$, $3d^3$ (2)]

El siglo XIX fue una época de enorme desarrollo científico. Hacia el año 1830, los químicos habían identificado 55 elementos e intentaban diferentes maneras de clasificarlos. El resultado final de su trabajo, la tabla periódica, ya es algo familiar para usted. En la sección 3.7 la mencionamos en relación con las diferencias entre los metales, los no metales y los metaloides (semimetales). En la sección 4.8, vimos cómo se correlaciona con el llenado de los subniveles electrónicos de los diferentes elementos. En este capítulo, consideraremos la clasificación de los elementos en la tabla periódica y algunas características generales de los grupos de elementos.

5.1 La ley periódica

La insistencia en agrupar cosas, para encontrar las características comunes, es un impulso humano. Desde los comienzos de la historia, los biólogos y los filósofos, los matemáticos, los historiadores y aun los químicos han intentado darle un sentido al Universo mediante estas agrupaciones. Por ejemplo, una de las clasificaciones de los mamíferos es la familia de los felinos, cuya característica es tener cabeza redonda, de 28 a 30 dientes, ojos con pupilas verticales alargadas y garras retráctiles. Esta familia no sólo incluye a los gatos domésticos, sino también a los leones, tigres, leopardos, jaguares y linces, por mencionar algunos. Todos ellos tienen las *mismas* características generales mencionadas. De manera similar, muchos de los elementos tienen características generales en común que sirven para clasificarlos como miembros de un grupo o familia en particular.

La tabla periódica que conocemos en la actualidad se originó en el trabajo de dos químicos que de manera independiente clasificaron los elementos conocidos hasta entonces. Lothar Meyer (1830-1895), químico alemán, en 1864 publicó una tabla periódica incompleta y en 1869 amplió la versión para incluir un total de 56 elementos. Ese mismo año, Dmitri Mendeleev (1834-1907), químico ruso, presentó un artículo en el que hacía la descripción de una tabla periódica (véase la figura 5.1). Mendeleev fue más a llá que Meyer al dejar espacios vacíos en su tabla y predecir que serían descubiertos nuevos elementos que los llenarían. También predijo las propiedades de esos elementos que aún no se habían descubierto —un compromiso verdaderamente temerario en la ciencia. Mendeleev vivió para ver el descubrimiento de algunos de los elementos que predijo, con propiedades similares a las que él había pronosticado.

Clave del estudio: Los elementos que se encuentran en la misma columna vertical tienen propiedades químicas similares. Esto es análogo a la apariencia de las personas que integran una familia. ¿Se asemeja usted en algo a su hermana o a su hermano?

Las tablas periódicas de Meyer y de Mendeleev diferían de la actual en algún sentido, debido a que ellos ordenaron los elementos con base en las *masas atómicas crecientes*. Después del descubrimiento del protón, Henry G. J. Moseley (1888-1915), físico británico, determinó la carga nuclear de los átomos de los elementos y concluyó que los elementos se debían ordenar con base en sus *números atómicos crecientes*. De esta manera corrigió las discrepancias que existían en la tabla periódica.

Cuando los elementos están acomodados en orden de sus números atómicos crecientes, los que tienen propiedades químicas similares se encuentran en intervalos periódicos definidos. Esta relación se conoce como la **ley periódica**. Por ejemplo, en la figura 5.2, observe que todos los elementos con el mismo número y clase de electrones de valencia están localizados en la misma columna vertical. Es decir, el Be y el Mg tienen dos electrones de valencia en un subnivel *s* (sección 4.8). Los gases nobles (He, Ne, Ar; véase la sección 4.7) aparecen en la misma columna vertical y todos tienen ocho electrones en su nivel de energía más alto (siguiendo la "regla del octeto"), salvo el He, que sólo tiene dos (el primer nivel de energía completo).

Ley periódica Los elementos están acomodados en orden de sus números atómicos crecientes y los que tienen propiedades químicas similares se encuentran en intervalos definidos.

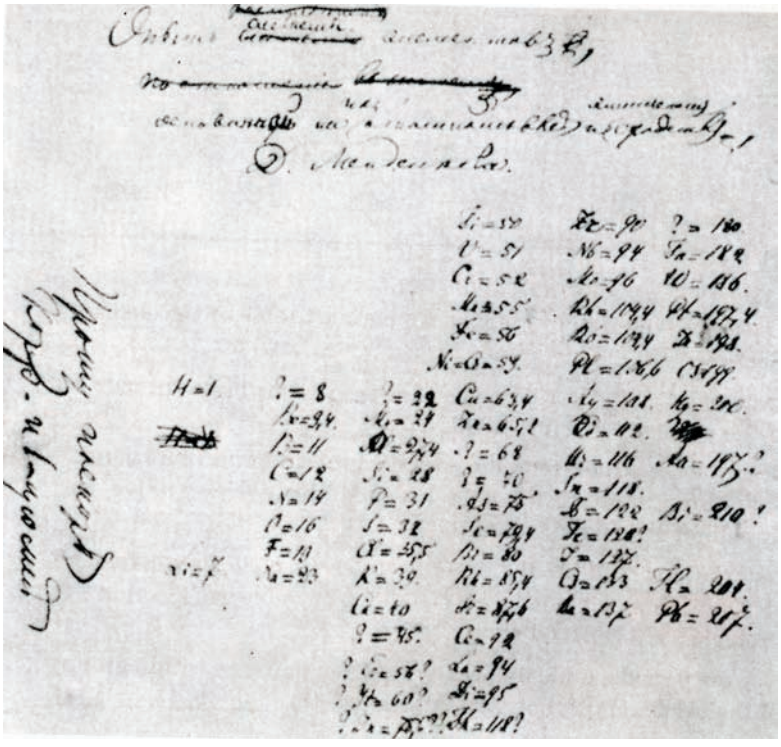


Figura 5.1
Sección del manuscrito "Ensayo sobre el sistema de elementos" escrito por Dmitri I. Mendeleev el 17 de febrero de 1869. En esta versión preliminar, los periodos eran verticales y los grupos, horizontales. Observe la ausencia de los gases nobles, que no se conocían en ese tiempo. Los elementos estaban colocados en orden de masas atómicas crecientes, pero en los casos de discrepancias se utilizaban las propiedades químicas similares para agrupar los elementos. Una discrepancia se presenta con el Te y el I (obsérvense las líneas que comienzan con O = 16 y F = 19, respectivamente). Con base en las masas atómicas crecientes, el I debería estar donde se encuentra el Te y viceversa. Mendeleev eligió invertir este orden dadas las propiedades químicas del Te y del I; por tanto, el Te se encuentra con el O, S y Se; y el I se encuentra con el F, Cl y Br. Observe también los diversos signos de interrogación.

H 1							He 2
Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18

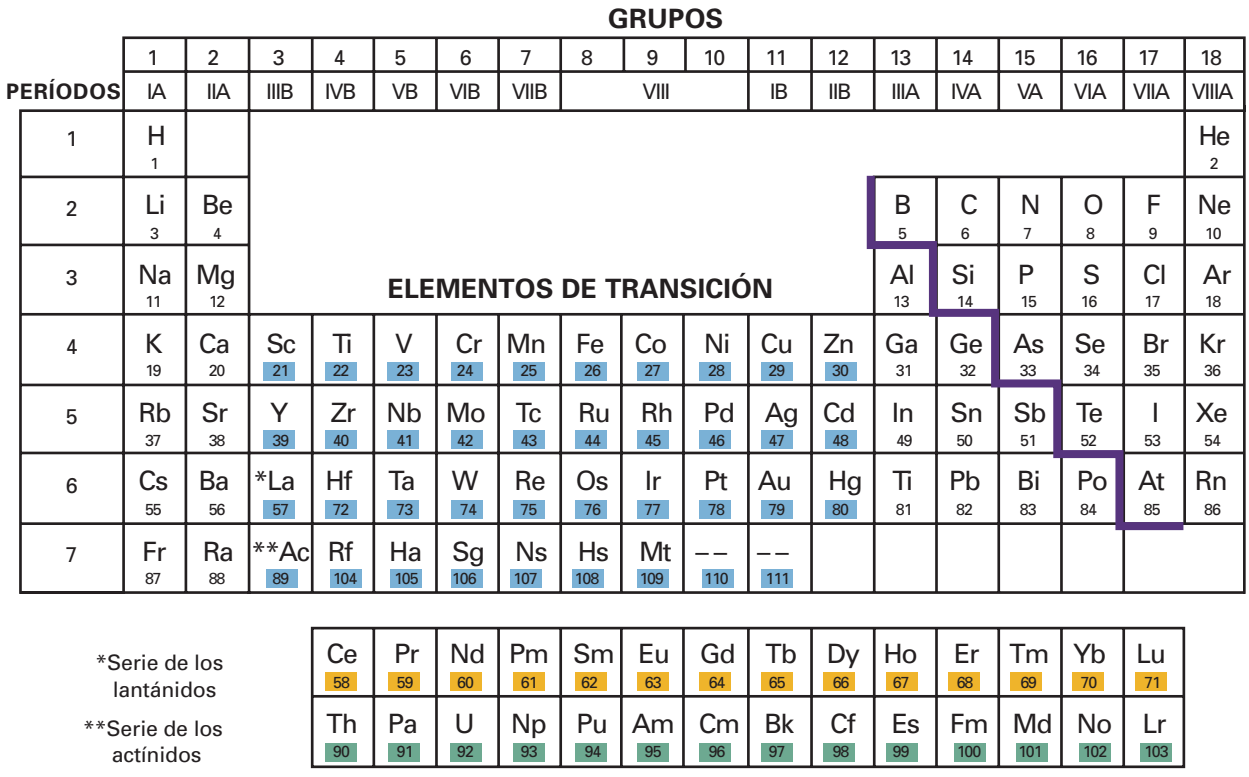
Figura 5.2
Clasificación periódica de los elementos en forma abreviada con base en los números atómicos. Las propiedades químicas similares se repiten a intervalos definidos. (Los números que aparecen en azul representan los números atómicos de los elementos).

5.2 La tabla periódica. Períodos y grupos

Si seguimos la ley periódica y completamos la clasificación abreviada de los elementos que comenzamos en la figura 5.2, obtenemos una tabla periódica completa, como se muestra en la figura 5.3 y en la parte interior de la portada de este libro. Esta tabla periódica, propuesta por primera vez enn 1895 por Julius Thomsen (1826-1909), químico danés, está ordenada en 7 renglones horizontales llamados **períodos** y 18 columnas verticales llamadas **grupos (familias)**. El número del período determina el número del último nivel de energía principal que los electrones *comienzan* a llenar, mientras que los elementos que se encuentran en un determinado grupo son semejantes porque tienen propiedades químicas similares.

Período Uno de los siete renglones horizontales de la tabla periódica.

Grupo (familia) Una de las 18 columnas verticales de la tabla periódica.



PERÍODOS	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1	H 1																	He 2
2	Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
3	Na 11	Mg 12											Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
4	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
5	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
6	Cs 55	Ba 56	*La 57	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Ti 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86
7	Fr 87	Ra 88	**Ac 89	Rf 104	Ha 105	Sg 106	Ns 107	Hs 108	Mt 109	–– 110	–– 111							

*Serie de los lantánidos	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71
**Serie de los actínidos	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	Lr 103

FIGURA 5.3
Tabla periódica de los elementos. Los números que se encuentran abajo de los símbolos de los elementos representan sus números atómicos. Los números negros son los elementos representativos, los números con recuadro morado son los elementos de transición, los números con recuadro rojo son los de la serie de los lantánidos y los números con recuadro verde son los de la serie de los actínidos.

Metales alcalinos Todos los elementos del grupo IA (1) de la tabla periódica (con *excepción* del hidrógeno): litio, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio.

Metales alcalinotérreos Todos los elementos del grupo IIA (2) de la tabla periódica: berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario y radio.

Calcógenos Todos los elementos del grupo VIA (16) de la tabla periódica: oxígeno, azufre, selenio, telurio y polonio.

Halógenos Todos los elementos del grupo VIIA (17) de la tabla periódica: flúor, cloro, bromo, yodo y astatino.

Puesto que los grupos tienen propiedades semejantes, también tienen nombres especiales (como la familia de los felinos en nuestro ejemplo de la clasificación de los mamíferos). A los elementos del grupo IA (1) (con excepción del hidrógeno) se les llama **metales alcalinos.** El hidrógeno, aunque presente en el grupo IA (1), no está considerado entre los metales alcalinos porque no todas sus propiedades se parecen a las de éstos. Los elementos del grupo IIA (2) se llaman **metales alcaliotérreos;** los del grupo VIA (16) se llaman **calcógenos,** los elementos del grupo VIIA (17) se conocen como **halógenos** y los elementos del grupo VIIIA (18) se llaman **gases nobles.** Actualmente, esta tabla ha sido modificada utilizando números para las 18 columnas verticales además de los números romanos. Tales números se muestran arriba de los números romanos en la tabla periódica (véase la figura 5.3 y en el interior de la portada de este libro). Cuando hacemos referencia a un grupo (columna vertical), utilizamos el número romano y a continuación el número de columna. En un determinado período, los elementos varían gradualmente de izquierda a derecha, empezando por la izquierda con aquellos que tienen propiedades más metálicas como es el caso del sodio (Na), hasta los que tienen propiedades no metálicas, por ejemplo, el cloro (Cl). Al término de cada período se encuentran los elementos del grupo VIIIA (18), los gases nobles.

Ahora vamos a considerar en detalle cada uno de los 7 períodos (renglones horizontales). Después estudiaremos la tabla periódica (figura 5.3) y enseguida veremos la adición de electrones consultando la figura 4.8.

El *período 1* contiene sólo dos elementos: el hidrógeno (H) y el helio (He). En este período se llena el primer nivel de energía principal (subnivel 1*s* con dos electrones). El helio está colocado en el grupo VIIIA (18), de los **gases nobles.** El número del período indica el número del nivel de energía principal que los electrones *comienzan* a llenar.

Gases nobles Todos los elementos del grupo VIIIA (18) de la tabla periódica; estos elementos relativamente no reactivos (inertes) incluyen el helio, el neón, el argón, el criptón, el xenón y el radón.

El *período 2* contiene ocho elementos que van desde el litio (Li) hasta el neón (Ne). En este período se llena el segundo nivel de energía principal (subniveles 2*s* y 2*p*), llegando hasta un segundo nivel de energía completamente lleno en el neón.

El *período 3* también contiene ocho elementos, desde el sodio (Na) hasta el argón (Ar), con el tercer nivel de energía principal lleno (*sólo* los subniveles 3*s* y 3*p*). El argón, último elemento del período, tiene ocho electrones en su tercer nivel de energía principal. A los periodos 2 y 3 se los llama *periodos cortos* ya que sólo tienen ocho elementos cada uno.

Clave del estudio: La tabla periódica organiza una gran cantidad de información. Aún si usted no supiera nada acerca de un elemento, podría aprender algo sobre sus propiedades examinando su posición en la tabla.

El *período 4* contiene 18 elementos, desde el potasio (K) hasta el criptón (Kr). En este período se llenan los subniveles 4*s*, 4*p* y 3*d*. El subnivel 3*d* se llena a partir del escandio (Sc), hasta el zinc (Zn).

El *período 5* contiene 18 elementos desde el rubidio (Rb) hasta el xenón (Xe). En este período se llenan los subniveles 5*s*, 5*p* y 4*d*. El 4*d* se comienza a llenar desde el itrio (Y) hasta el cadmio (Cd).

El *período 6* contiene 32 elementos, desde el cesio (Cs) hasta el radón (Rn). En este período se llenan los subniveles 6*f*, 6*p,* 5*d* y 4*f*. El subnivel 5*d* se llena con el lantano (La) y el hafnio (Hf) hasta el mercurio (Hg). A los elementos del 58 al 71, del cerio (Ce) hasta el lutecio (Lu), se les llama la **serie de los lantánidos** (como el lantano, al cual siguen en número atómico) y anteriormente se les denominó elementos de las *tierras raras*. Estos elementos corresponden al llenado del subnivel 4*f* y están colocados al pie de la tabla por conveniencia, porque si los colocáramos en la tabla, ésta sería demasiado ancha y difícil de manejar.

Serie de los lantánidos Elementos que van del 58 al 71 de la tabla periódica, así llamados por encontrarse junto al elemento lantano. También se los llama elementos de las *tierras raras.*

El *período 7* tiene hasta el momento 25 elementos, desde el francio (Fr) hasta el recién descubierto y aún sin nombre, elemento 111. En este período, se llenan los subniveles 7*s*, 6*d* y *5f*. El subnivel 6*d* se llena parcialmente con el actinio (Ac) y el rutherfordio (Rf) hasta el elemento 111; este subnivel está incompleto. Los elementos desde el 90 hasta el 103, torio (Th) hasta el laurencio (Lr), se denominan la **serie de los actínidos** (como el actinio, al cual siguen en número atómico) y corresponden al llenado del subnivel 5*f*. De nuevo, por conveniencia, estos elementos están colocados al pie de la tabla. Este período está incompleto y podría terminar en el elemento 118, que podría ser un gas noble y tener propiedades similares a las del radón (Rn). A los períodos 4, 5, 6 y 7 se los llama *períodos largos* porque contienen más elementos que los otros períodos.

Serie de los actínidos Elementos que van del 90 al 103 de la tabla periódica, así llamados por encontrarse junto al elemento actinio.

Utilizando la numeración romana, la mayor parte de los grupos o familias (columnas verticales) están clasificadas en grupos A o B. A los elementos del grupo A se les conoce como **elementos representativos.** A los del grupo B y del grupo **VIII** (grupos 8, 9 y 10) se les llama **elementos de transición.** El lantano (La) con los lantánidos, y el actinio (Ac) junto a los actínidos, están clasificados como elementos de transición y se encuentran en el grupo **IIIB** (3)

Elementos representativos Todos los elementos del grupo A de la tabla periódica.

Elementos de transición Todos los elementos del grupo B además de los elementos del grupo VIII (8, 9 y 10) de la tabla periódica.

El cambio gradual que ocurre de izquierda a derecha en las propiedades metálicas que van cambiando a no metálicas es más evidente en los elementos representativos que en los de transición. Todos los elementos de transición son metales y tienen uno o dos electrones en su nivel exterior (un subnivel *s*); también tienen electrones en el siguiente subnivel *d* que está más abajo del nivel principal, o en el subnivel *f*, que está abajo del *d*. Estos electrones *d* y *f* son muy cercanos en cuanto a su energía a los electrones de valencia. En este sentido, difieren en gran medida de los elementos representativos cuyos electrones *d* o *f no* son similares, en cuanto a energía, a los electrones de valencia. Existen seis series de transición, cada una de las cuales está vinculada a los períodos de la tabla periódica y a los

Nuevos elementos En el año 1999 se descubrió el elemento 114, y en el 2004 importantes investigadores rusos sintetizaron dos nuevos elementos: el 113 y el 115; todos ellos pertenecientes al período 7.

subniveles de electrones de los elementos. La primera serie de transición, que comprende los elementos del 21 (Sc) al 30 (Zn), corresponde al llenado del subnivel 3*d*. La segunda serie de transición, que incluye a los elementos del 39 (Y) hasta el 48 (Cd) corresponde al llenado del subnivel 4*d*. La tercera serie de transición, los elementos 57 (La) y 72 (Hf) al 80 (Hg), corresponden al llenado del subnivel 5*d*. La cuarta serie de transición, desde el elemento 89 (Ac) y 104 (Rf) hasta el elemento 111, corresponde al llenado parcial del subnivel de transición [elementos 90 (Th) hasta el 103 (Lr)] llenan los subniveles 4*f* y 5*f*, respectivamente.

5.3 Características generales de los grupos

Uno de los principios fundamentales en química es el uso de la tabla periódica para correlacionar las características generales de los elementos. A continuación veremos cuáles son las cinco características generales de los grupos.

Primera, la tabla periódica separa los *metales* de los *no metales* por medio de una línea escalonada de color. A la derecha de esta línea se encuentran los no metales y a la izquierda los metales: *en el extremo izquierdo* se encuentran los elementos más metálicos. Como podrá observar, a la mayoría de los elementos se los considera metales. Los elementos que están adyacentes a la línea escalonada *de color* se llaman **metaloides (semimetales),** con excepción del alumnio (Al), que no es un metaloide sino un metal ya que la mayoría de sus propiedades son metálicas. Como ejemplos tenemos los siguientes: boro, silicio, germanio (Ge), arsénico, antimonio, telurio (Te), polonio (Po) y astatino (At).

Metaloides (semimetales) Elementos (con excepción del aluminio) que están adyacentes a la línea de color escalonada en la tabla periódica; tienen propiedades metálicas y no metálicas: boro, silicio, germanio, arsénico, antimonio, telurio, polonio y astatino.

Ejercicio de estudio 5.1
Utilice la tabla periódica para clasificar cada uno de los siguientes elementos como metal, no metal o metaloide (semimetal):

a. silicio (metaloide, semimetal)

b. cromo (metal)

Resuelva los problemas 3 y 4.

Segunda, en los elementos del *grupo A* (elementos representativos), la cantidad de electrones de valencia (véase la sección 4.7) está dada por el *número del grupo* o por el *dígito* de las unidades en el número de cada columna. Por ejemplo, el sodio (Na) está en el grupo IA (*1*); por lo tanto, tiene un electrón de valencia ($1s^2$, $2s^2$ $2p^6$, $3s^1$). El aluminio que está en el grupo IIIA (1*3*), tiene *3* electrones de valencia ($1s^2$, $2s^2$ $2p^6$, $3s^2$ $3p^1$). El azufre (S), que está en el grupo VIA (1*6*), tiene *6* electrones de valencia ($1s^2$, $2s^2$ $2p^6$, $3s^2$ $3p^4$). El neón (Ne), que está en el grupo VIIIA (1*8*), tiene *8* electrones de valencia ($1s^2$, $2s^2$ $2p^6$, $3s^2$ $3p^6$). El helio (He), que también está en el grupo VIIIA (18), es la excepción a la regla, ya que tiene sólo 2 electrones de valencia ($1s^2$). Esta característica general no la tienen los elementos de transición [los elementos del grupo B y los elementos del grupo VIII (8, 9 y 10)].

Ejercicio de estudio 5.2
Utilice la tabla periódica para señalar la cantidad de electrones de valencia para cada uno de los siguientes elementos:

a. calcio (2) **b.** bromo (7)

Resuelva los problemas 5 y 6.

Tercera, los elementos que pertenecen al mismo grupo tienen *propiedades químicas* y *configuraciones electrónicas similares.* Por ejemplo, todos los metales alcalinos [grupo IA (1)] reaccionan rápidamente con el cloro para formar el cloruro metálico, MCI (véanse la sección 3.4 y la figura 5.4). Todos los miembros de los metales alcalinos tienen la misma configuración electrónica en el nivel de energía de valencia (s^1), con la diferencia en la cantidad de electrones del centro, como se muestra a continuación:

Li $1s^2, 2s^1$

Na $1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^1$

K $1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6, 4s^1$

Rb $1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}, 4s^2\ 4p^6, 5s^1$

Cs $1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}, 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}, 5s^2\ 5p^6, 6s^1$

Fr $1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}, 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^{14}, 5s^2\ 5p^6\ 5d^{10}, 6s^2\ 6p^6, 7s^1$

Puesto que las configuraciones electrónicas de los elementos que están en un grupo son similares, las fórmulas de los compuestos de esos elementos también son parecidas. El hidróxido de sodio tiene la fórmula NaOH; por tanto, la fórmula del hidróxido de cesio (Cs) es CsOH debido a que el cesio pertenece al mismo grupo que el sodio. Si existe alguna excepción a esta similitud en propiedades químicas dentro de uno de los grupos, la mayoría de las veces se trata del primer elemento del grupo. Por ejemplo, las propiedades químicas del litio (Li) no son tan parecidas a las del sodio, como son las del sodio a las del potasio (K). Tampoco el boro es tan parecido al aluminio, como lo es éste al galio (Ga). En otras palabras, si uno de los elementos en un grupo "no concuerda", por lo general se trata del primer elemento.

Ejercicio de estudio 5.3

A continuación se tienen las configuraciones electrónicas para cuatro elementos. Agrupe en pares estos elementos de manera que muestren propiedades químicas similares.

a. $1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}, 4s^2\ 4p^4$

b. $1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}, 4s^2\ 4p^3$

c. $1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^3$

d. $1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^4$

(**a** y **d**; **b** y **e**)

FIGURA 5.4
Los elementos que se encuentran en el mismo grupo tienen propiedades químicas similares. El litio, el sodio y el potasio [grupo IA (1)] son todos metales ligeros y reaccionan rápidamente con el cloro para formar el cloruro del metal (una propiedad química).

Ejercicio de estudio 5.4
Utilice el Apéndice IV para determinar los símbolos químicos de las configuraciones electrónicas señaladas en el ejercicio de estudio 5.3, luego verifique su respuesta con la tabla periódica para asegurarse de que colocó en el mismo grupo los elementos con propiedades químicas similares.

Resuelva los problemas del 7 al 10.

(**a.** Se; **b.** As; **c.** P; **d.** S)

Cuarta, en los elementos del *grupo A*, las *propiedades metálicas aumentan* conforme se *incrementan los números atómicos* y al mismo tiempo *las propiedades no metálicas disminuyen.* En el grupo VA (15) (véase la figura 5.5) el primer elemento del grupo es el nitrógeno, que se considera un no metal; el segundo es el fósforo, también un no metal, el tercero es el arsénico, un metaloide, y el último elemento del grupo es el bismuto, un metal. Como la mayoría de los elementos más metálicos se encuentran en el extremo inferior izquierdo de la tabla y las propiedades metálicas van en aumento al incrementarse el número atómico en determinado grupo A, el elemento estble (no radiactivo) más metálico lo encontraremos en la esquina inferior izquierda y es el cesio (Cs).* El elemento de mayor carácter no metálico [excluyendo al grupo VIIIA (18) que es relativamente inerte, los gases nobles] se encontraría en la esquina superior derecha y sería el flúor (F).

Ejercicio de estudio 5.5
Utilice la tabla periódica para señalar qué elemento es más metálico en los siguientes pares de elementos:

Resuelva los problemas 11 y 12.

a. arsénico o bismuto (bismuto)

b. estaño o yodo (estaño)

Quinta, existe un cambio gradual en *muchas de las propiedades físicas y químicas* dentro de los elementos de un mismo grupo, según va aumentando su número atómico. Como muestra la tabla 5.1, en el grupo VIIA (17) —los halógenos— los puntos de fusión y de ebullición, las densidades y los radios atómicos de los elementos aumentan a medida

FIGURA 5.5
En un determinado grupo A, las propiedades metálicas de los elementos aumentan y las propiedades no metálicas disminuyen a medida que se incrementa el número atómico. Los elementos del grupo VA (15): el nitrógeno, un no metal, es un gas incoloro (a la derecha); el fósforo, un no metal, es un sólido rojo (parte superior); y el antimonio, un metaloide es un sólido gris (a la izquierda).

* EL francio (Fr) es radiactivo e inestable, se descompone en otros elementos. No se lo considera en esta sección debido a su inestabilidad.

TABLA 4.2 **Algunas propiedades físicas de los halógenos**[a]

ELEMENTO	PUNTO DE FUSIÓN (°C)	PUNTO DE EBULLICIÓN (°C)[b]	DENSIDAD (G/ML)[c]	RADIO ATÓMICO (PM)[d]
F	−219.6	−188.1	1.11 en el p.eb.	72
Cl	−101.0	−34.6	1.56 en el p.eb.	99
Br	−7.2	58.8	2.93 en el p.eb.	114
I	113.5	184.4	4.93 a 20°C	133

[a] Aunque el astatino (At) es un halógeno, no lo consideraremos en esta tabla debido a que es radiactivo y tan inestable que no se encuentra en la naturaleza. Por esta razón no se han estudiado sus propiedades en detalle, ya que la cantidad que se puede tener en un momento dado es insuficiente.
[b] A una atmósfera de presión.
[c] Todas las densidades que aparecen aquí son para el elemento en estado líquido, con excepción del yodo, cuya densidad se ha dado en el estado sólido.
[d] El radio atómico de un halógeno (X) es la mitad de la distancia entre los dos átomos en un enlace X—X.

que se incrementa el número atómico. La figura 5.6 muestra los estados físicos del cloro, bromo y yodo a presión y temperatura ambiente. El cloro es un gas bajo estas condiciones, mientras que el bromo es un líquido y el yodo un sólido. Compare estos estados físicos con los puntos de ebullición que se encuentran en la tabla 5.1. Hay un aumento en el radio atómico cuando se incrementa el número atómico, porque al ir hacia abajo en uno de los grupos de la tabla se adiciona un nuevo nivel de energía principal al llegar al siguiente período. De esta manera, el radio del átomo aumenta como lo muestra la figura 5.7. La reactividad química de los halógenos también cambia gradualmente conforme se baja en el grupo. El flúor es el más reactivo, le sigue el cloro, el bromo y el yodo en ese orden.

Clave del estudio: Este incremento en el radio atómico es análogo a la adición de capas a una pelota. Supongamos que envolvemos una pelota en papel desechable, después en papel periódico y por último en un lienzo; encontraremos que cada vez aumenta su tamaño (diámetro). Esto es análogo a la adición de los niveles de energía principal.

(a) (b) (c)

FIGURA 5.6
Estados físicos del cloro, el bromo y el yodo a temperatura ambiente y presión normal. (a) El cloro es un gas; (b) el bromo es un líquido; (c) el yodo es un sólido.

Resuelva los problemas 13 y 14.

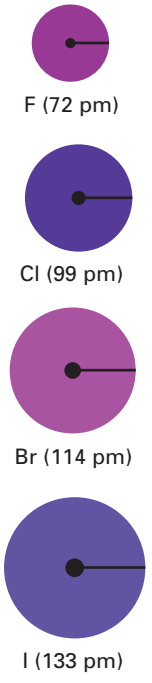


FIGURA 5.7
Radios atómicos de los elementos que pertenecen al grupo VIIA (17) (excepto el astatino). A medida que aumenta el número atómico en un grupo de elementos, se incrementa el radio de los átomos.

Ejercicio de estudio 5.6
Utilice la tabla periódica para señalar qué elemento tiene el mayor radio atómico en cada uno de los siguientes pares de elementos:

a. antimonio y fósforo (antimonio)

b. níquel y platino (platino)

Resumen

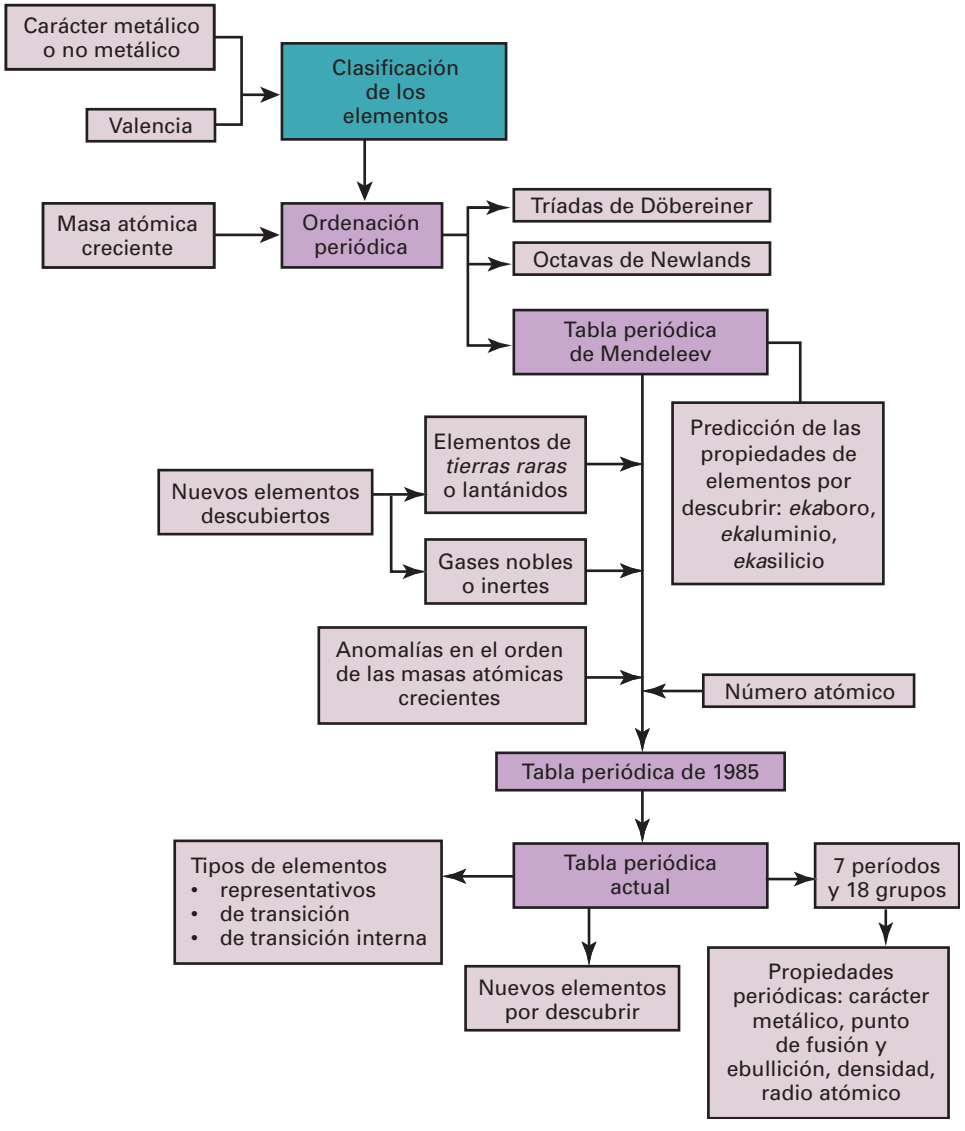
La *tabla periódica* se basa en la *ley periódica,* la cual establece que las propiedades químicas de los elementos son una función periódica de sus números atómicos (sección 5.1).

La tabla periódica está dispuesta en 7 renglones horizontales que se llaman *períodos* y 18 columnas verticales llamadas *grupos* (*familias*). El número de un período determina el número del nivel de energía principal que *comenzarán* a llenar los electrones. Los elementos dentro de un grupo tienen propiedades químicas similares. Los elementos de un período varían desde los muy metálicos [grupo IA (1)] hasta los no metálicos [VIIIA (18)]. Los *elementos representativos* incluyen a los elementos del grupo A. Los *elementos de transición* consisten en los elementos del grupo B y los elementos del grupo VIII (grupos 8, 9 y 10). Algunos de los grupos de elementos tienen nombres especiales: el grupo IA (1), *metales alcalinos*; el grupo IIA (2), *metales alcalinitérreos;* el grupo VIA (16), *calcógenos*; el grupo VIIA (17), *halógenos*; y el grupo VIIIA (18), *gases nobles* (sección 5.2).

Puesto que cada grupo de elementos exhibe propiedades químicas similares, podemos utilizar la tabla periódica para predecir las características generales y suponer las propiedades de los elementos. La línea de color escalonada separa los metales de los no metales, colocados a la izquierda y a la derecha de la línea, respectivamente. Con excepción del aluminio, todos los elementos que están adyacentes a la línea de color, en ambos lados, son llamados *metaloides (semimetales).*

Para los elementos del grupo A en la tabla periódica, el número romano es igual a la cantidad de *electrones de valencia.* Para los elementos del grupo VIIIA (18), la cantidad de electrones de valencia es ocho, salvo el helio que tiene dos. Los elementos del mismo grupo tienen propiedades químicas y configuraciones electrónicas similares. Las propiedades metálicas aumentan dentro de un determinado grupo A conforme se incrementa el número atómico de los elementos y al mismo tiempo las propiedades no metálicas disminuyen. Al incrementarse el número atómico ocurre un cambio uniforme en muchas de las propiedades físicas y químicas de los elementos que están en un grupo en particular. Ejemplos de estas propiedades son el punto de fusión, el punto de ebullición, la densidad y el radio atómico (sección 5.3).

Diagrama temático



Ejercicios

1. Defina o explique cada uno de los siguientes términos: (el número entre paréntesis se refiere a la sección del texto donde se menciona el término):

a. la ley periódica (5.1)

b. períodos (5.2)

c. grupo (familia) (5.1)

d. metales alcalinos (5.2)

e. metales alcalinotérreos (5.2)

f. calcógenos (5.2)

g. halógenos (5.2)

h. gases nobles (5.2)

i. serie de los lantánidos (5.2)
j. serie de los actínidos (5.2)
k. elementos representativos (5.3)
l. elementos de transición (5.3)
m. metaloides (semimetales) (5.3)

2. Diga cuál es la diferencia entre:

a. un período y un grupo
b. los lantánidos y los actínidos
c. los períodos cortos y los largos
d. los elementos representativos y los elementos de transición
e. los metales alcalinos y los metales alcalinotérreos

Problemas

Si en algunos de los siguientes problemas usted no está familiarizado con los símbolos de los elementos, puede localizarlos en la parte interior de la portada de este libro.

Metales, no metales o metaloides (véase la sección 5.3)

3. Utilice la tabla periódica para clasificar los siguientes elementos en metales, no metales o metaloides (semimetales), según sea el caso:

a. cesio **b.** iridio **c.** telurio **d.** selenio

4. Utilice la tabla periódica para clasificar los siguientes elementos en metales, no metales o metaloides (semimetales), según sea el caso:

a. cloro **b.** talio **c.** germanio **d.** estaño

Electrones de valencia (véase la sección 5.3)

5. Utilice la tabla periódica para indicar la cantidad de electrones de valencia que existen en los siguientes elementos:

a. potasio **b.** germanio **c.** telurio **d.** argón

6. Utilice la tabla periódica para indicar la cantidad de electrones de valencia que existen en los siguientes elementos:

a. criptón **b.** polonio **c.** galio **d.** arsénico

Configuración electrónica (véase la sección 5.3)

7. Agrupe las siguientes configuraciones electrónicas en pares, de acuerdo con la similitud en propiedades químicas que usted esperaría encontrar:

a. $1s^2$, $2s^2\ 2p^6$, $3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$, $4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}$, $5s^2\ 5p^5$

b. $1s^2$, $2s^2\ 2p^6$, $3s^2\ 3p^6$, $4d^2$

c. $1s^2$, $2s^2\ 2p^6$, $3s^2$

d. $1s^2$, $2s^2\ 2p^6$, $3s^2\ 3p^5$

8. Utilice el Apéndice IV para determinar los símbolos químicos de los elementos que tienen las configuraciones electrónicas del problema 7 y después verifique su respuesta consultando en la tabla periódica si los elementos que reunió pertenecen al mismo grupo.

9. Agrupe las siguientes configuraciones electrónicas en pares, de acuerdo con la similitud en propiedades químicas que usted esperaría encontrar.

a. $1s^2$, $2s^2$ $2p^6$, $3s^2$ $3p^2$

b. $1s^2$, $2s^2$ $2p^6$, $3s^2$ $3p^6$ $3d^{10}$, $4s^2$ $4p^6$ $4d^{10}$, $5s^2$ $5p^6$, $6s^1$

c. $1s^2$, $2s^2$ $2p^6$, $3s^2$ $3p^6$, $4s^1$

d. $1s^2$, $2s^2$ $2p^6$, $3s^2$ $3p^6$ $3d^{10}$, $4s^2$ $4p^6$ $4d^{10}$ $4f^{14}$, $5s^2$ $5p^6$ $5d^{10}$, $6s^2$ $6p^2$

10. Utilice el Apéndice IV para determinar los símbolos químicos de los elementos que tienen las configuraciones electrónicas del problema 9 y después verifique su respuesta consultando en la tabla periódica si los elementos que reunió pertenecen al mismo grupo.

Propiedades metálicas (véase la sección 5.3)

11. Utilice la tabla periódica para indicar cuál de los elementos de los siguientes pares es el más metálico:

a. azufre y selenio **b.** cesio y sodio

c. silicio y aluminio **d.** plomo y germanio

12. Utilice la tabla periódica para indicar cuál de los elementos de los siguientes pares es el más metálico:

a. bario y calcio **b.** magnesio y silicio

c. silicio y plomo **d.** oxígeno y polonio

Propiedades físicas y químicas (véase la sección 5.3)

13. Utilice la tabla periódica para indicar cuál de los elementos de los siguientes pares tiene el radio atómico más grande:

a. flúor y bromo **b.** azufre y oxígeno

c. bario y magnesio **d.** cobre y oro

14. Utilice la tabla periódica para indicar cuál de los elementos de los siguientes pares tiene el radio atómico más grande:

a. carbono y silicio **b.** plomo y estaño

c. bario y estroncio **d.** zinc y mercurio

✓ Problemas generales

15. Antes del descubrimiento del germanio (Ge) en 1886, Mendeleev predijo en 1869 las propiedades de este elemento, al cual llamó *eka*-silicio. Utilice la tabla periódica para determinar lo siguiente para el germanio (número atómico 32):

a. ¿Cómo clasificaría este elemento, como un metal, un metaloide o un no metal?

b. ¿Cuántos electrones de valencia debe tener?

c. Escriba la configuración electrónica detallando los subniveles del germanio y de su precursor, el silicio.

d. ¿Es más no metálico o más metálico que su precursor, el silicio?

e. Mendeleev pronosticó una densidad de 5.5 g/mL para el elemento que llamamos germanio. La densidad real del germanio es igual a 5.3 g/mL. Convierta estos valores de densidad a unidades del SI, kg/m^3. (*Sugerencia*: Véase la sección 2.8, Conversiones de densidad).

16. El elemento yodo (I) tiene un radio atómico de 133 pm. Calcule su radio atómico en: (a) centímetros y (b) pulgadas (1 pulg = 2.54 cm).

✓ Cuestionario del capítulo 5

Para responder a las preguntas puede consultar la tabla periódica y la lista de símbolos de los elementos.

1. Clasifique los siguientes elementos en metales, no metales o metaloides (semimetales), según sea el caso:

a. potasio **b.** arsénico **c.** nitrógeno **d.** oro

2. Indique la cantidad de electrones de valencia que tiene cada uno de los siguientes elementos:

a. galio **b.** selenio **c.** bario **d.** astatino

3. Agrupe las siguientes configuraciones electrónicas en pares, de acuerdo con las propiedades químicas similares que usted esperaría para esos elementos:

a. $1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^1$ **b.** $1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^3$

c. $1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6, 4s^1$ **d.** $1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}, 4s^2\ 4p^3$

4. Indique cuál de los elementos que están en los siguientes pares es el más metálico:

a. potasio y cesio **b.** bismuto y fósforo

5. Indique cuál de los elementos que están en los siguientes pares es el de mayor radio atómico:

a. polonio y selenio **b.** zinc y cadmio

Cloro
(Símbolo: Cl)

El cloro es un gas de color amarillo verdoso, cuya fórmula molecular es Cl_2.

El elemento CLORO: más blanco que el blanco

Nombre: El cloro fue el primer elemento halógeno [grupo VIIA (17)] que se descubrió. Su nombre deriva de la palabra griega *clor-,* que significa "verde", y la terminación *-o,* que significa "hecho de" o "semejante a".

Apariencia: Es un gas amarillo verdoso.

Abundancia: El cloro se encuentra comúnmente como el ion cloruro. Si bien representa menos del 1% de la corteza terrestre, se considera que forma casi el 2% (por masa) de los océanos como cloruro de sodio.

Origen: El gas cloro se prepara al hacer pasar una corriente eléctrica a través de soluciones acuosas de cloruro de sodio (NaCl en agua) o una sal fundida del cloruro metálico como cloruro de sodio o de magnesio ($MgCl_2$).

Usos comunes: El cloro se utiliza en la producción de compuestos blanqueadores importantes como el hipoclorito cálcico [una mezcla de $Ca(ClO)_2$, $CaCl_2$, $Ca(OH)_2$ y agua] y las soluciones de hipoclorito de sodio (NaClO). El blanqueador es una solución de hipoclorito de sodio al 5.25%. Estas soluciones se utilizan para decolorar fibras, pulpa de madera y *ropa*.

El hipoclorito cálcico también se utiliza para desinfectar aguas residuales, agua potable y el agua de las piscinas. Si el contenido de cloro de una piscina fuera demasiado alto sus ojos se podrían "quemar".

El gas cloro se utiliza ampliamente en la producción de compuestos orgánicos importantes, en los que se incluye una variedad de agentes farmacéuticos, plaguicidas y cauchos sintéticos y plásticos [la tubería de cloruro de polivinilo (PVC)].

El cloro también se utiliza en la producción de clorofluorocarbonos, los que se emplean extensamente como refrigerantes y disolventes y son considerados nocivos para la capa de ozono atmosférico (véanse los ensayos en los capítulos 13 y 17, *Química de la atmósfera*).

Acontecimientos raros: El gas cloro es extremadamente tóxico para los sistemas vivos. Fue uno de los gases venenosos utilizados contra los soldados durante la Primera Guerra Mundial. Su uso se considera una violación a la actual ley internacional.

Química sustentable y CTS

Metales, frutos de la Tierra

De los 90 elementos que existen en la naturaleza, tres cuartas partes de los que están en la tabla periódica son metales, y muy pocos de ellos se pueden encontrar libres en la naturaleza. Los demás metales se suelen obtener a partir de los depósitos minerales que se hallan en distintas capas de la superficie terrestre y, por lo general, se encuentran formando parte de distintos minerales en forma de sulfuros, óxidos, cloruros, fosfatos, carbonatos, silicatos, etcétera. Es tarea de la química obtener los metales a partir de los minerales en los que se encuentran; esta labor, así como la de preparar los metales para su uso, se conoce como **metalurgia.** Actualmente vivimos en un mundo donde los metales son parte esencial de nuestro estilo de vida.

En México, la producción minera ha sido una actividad de gran tradición, misma que tiene una participación importante en la actividad económica nacional, pero muy marcadamente dentro del sector industrial. Es relevante mencionar que nuestro país es un productor importante a nivel mundial, sigue siendo el primero de plata y forma parte de las cinco naciones más proliferas en zinc, mercurio, fluorita y azufre.

Aunque sólo ha sido explotada la cuarta parte del potencial minero del país, más de 20 productos encabezan la oferta mundial.

De acuerdo con los datos del INEGI,* la producción minerometalúrgica cayó (–)3.4% en términos reales (octubre de 2004) respecto a igual mes del año anterior. Esto trajo como consecuencia, que México pasara de ser un exportador de materias primas a un importador de productos minerales.

A pesar de su enorme potencial geológico, el valor de la producción nacional sólo se concentra en un número muy limitado de productos mineros. El valor de la plata, el cobre, el zinc y el oro representaron el 59% del valor total de la producción nacional. Por lo que la industria minera mexicana debe hacer un esfuerzo por diversificarse y sacar provecho de la riqueza geológica con que cuenta.

Si se compara con otros países, el potencial minero se encuentra por debajo de Chile, Perú y Brasil, pero por arriba de Argentina y Bolivia.

México es un país rico en recursos minerales, sus programas de exploración le han permitido incrementar constantemente sus reservas y mantener su posición mundial como productor competitivo de acuerdo con los datos que informa la CAMIMEX (Cámara Minera de México).

---

* Fuente: Estadísticas de la Industria Minerometalúrgica del INEGI, 2004 y de la Dirección General de Minas de la Secretaría de Economía, 2003. INEGI: www.inegi.gob.mx

A lo largo de la historia, la producción minera ha sido el motor para el desarrollo de la infraestructura de diferentes regiones del país, tal es el caso de estados como San Luis Potosí, Zacatecas, Chihuahua, Baja California, Durango, Sonora, Guanajuato, Coahuila, Guerrero, Michoacán e Hidalgo.

La siguiente tabla presenta los datos más recientes de los estados que tienen mayor participación en producción minerometalúgica en México.

	Datos porcentuales								
Entidad	Cobre	Oro	Plata	Zinc	Plomo	Hierro	Coque	Azufre	Fluorita
Sonora	84.1	32.3							
Zacatecas	6.9	6.5	56.4	43.3	42.8				
Chihuahua			10.8	25.6	37.3				
Durango		41	13.8			7.3			1.6
S .L. P	5.1		3.8	17.1					80.8
Coahuila						25.9	100		17.6
Guanajuato		11							
Edo. de Méx.			3.8						
Colima						33.9			
Michoacán						32.9			
Tabasco								41.3	
Hidalgo								7.7	
Chiapas								28.7	

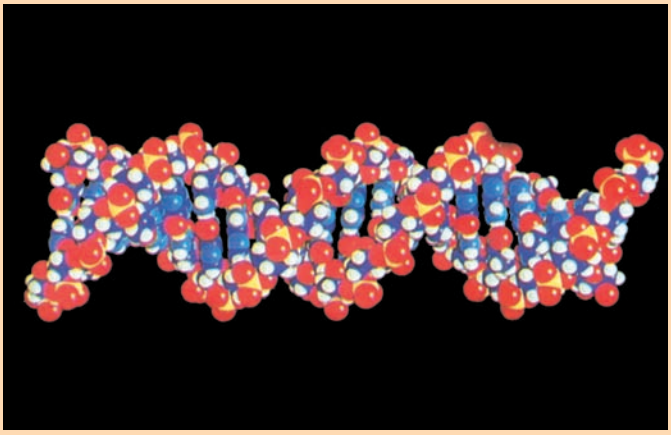
Algo para reflexionar: Si observamos con cuidado los datos para la plata podremos entender por qué la ciudad de Taxco en Guerrero ya no figura dentro de las productoras de plata: debido a que la constante explotación durante 150 años ha agotado sus yacimientos. Desafortunadamente, el 90% de su población depende económicamente de ese metal, lo que ha provocado que los artesanos tengan que comprarlo a compañías trasnacionales que se abastecen de mineras de Zacatecas y de Durango.

El siguiente gráfico presenta la producción por estados de los cinco metales más importantes.

Sonora
Cobre 84%
Chihuahua
Plomo 37%
Coahuila
Hierro 26%
Durango
Oro 41%
San Luis Potosí
Zinc 17%
Zacatecas
Plata 56%
Zinc 43%
Plomo 42%
Guanajuato
Oro 11%
Colima
Hierro 34%

Capítulo 6

Estructura de los compuestos



Gráfica de computadora de un modelo molecular del ácido desoxirribonucleico (ADN) que muestra la doble hélice.

Objetivos del capítulo 6

1. Explicar la importancia de los enlaces químicos y comprender cómo influyen la energía de ionización y la afinidad electrónica en el enlace químico (sección 6.1 y 6.2).
2. Calcular el número de oxidación de un elemento en un compuesto o ion (sección 6.3).
3. Describir la manera en que un átomo forma un enlace iónico (sección 6.4).
4. Describir la manera en que los átomos forman un enlace covalente (sección 6.5).
5. Describir la manera en que los átomos forman un enlace covalente coordinado y explicar la similitud y la diferencia entre los enlaces covalentes coordinados y los enlaces covalentes (sección 6.7).
6. Determinar las estructuras de Lewis y las fórmulas estructurales para las moléculas y los iones poliatómicos (sección 6.7).
7. Determinar la forma y los ángulos de enlace en las moléculas y los iones poliatómicos (sección 6.8).
8. Escribir las fórmulas químicas para los compuestos (sección 6.9).
9. Predecir los números de oxidación, propiedades, fórmulas y tipos de enlaces en los compuestos utilizando la tabla periódica (sección 6.10).

Cuenta regresiva

Para responder a estas preguntas puede utilizar la tabla periódica.

5. Escriba el símbolo para cada uno de los siguientes elementos (sección 3.1).

a. fósforo (P)
b. potasio (K)
c. antimonio (Sb)
d. estaño (Sn)

4. Dibuje el diagrama de la estructura atómica para cada uno de los siguientes átomos. Indique la cantidad de protones y de neutrones y ordene los electrones en niveles principales de energía (sección 4.6).

Nivel de energía principal: 1 2 3

a. $^{14}_{7}N$ (7p, 7n) 2e⁻ 5e⁻

b. $^{35}_{17}Cl$ (17p, 18n) 2e⁻ 8e⁻ 7e⁻

3. Escriba la fórmula de pares de electrones para cada uno de los siguientes átomos (sección 4.7).

a. $^{14}_{7}N$ $(\cdot\ddot{N}\cdot)$ **b.** $^{35}_{17}Cl$ $(\cdot\ddot{C}l:)$

2. Escriba la configuración electrónica detallando los subniveles para los siguientes átomos (sección 4.8).

a. $^{32}_{16}S$ $(1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^4)$
b. $^{51}_{22}Ti$ $(1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6\ 3d^2, 4s^2$ o $1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6\ 4s^2, 3d^2)$

1. Utilice la tabla periódica para indicar la cantidad de electrones de valencia para los siguientes elementos (sección 5.3).

a. carbono (4) **b.** azufre (6)
c. arsénico (5) **d.** estroncio (2)

Los elementos que forman la tabla periódica son el fundamento de nuestro universo. Aún podemos encontrar estos elementos en su estado puro. En efecto, la sustancia más sencilla para la vida humana, el agua, es un compuesto (H_2O).

En este capítulo, estudiaremos las fuerzas que mantienen unidos a los átomos de los diferentes elementos para formar los compuestos de nuestro mundo. Como veremos, los compuestos son el resultado de diversas fuerzas. Estas diferencias, que influyen en la manera en que escribimos los compuestos, se pueden predecir a partir de la tabla periódica.

6.1 Enlaces químicos

Enlaces químicos Fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos en los compuestos.

Regla del octeto Principio que establece que durante la formación de las moléculas, la mayor parte de los átomos intenten obtener una configuración estable de ocho electrones de valencia alrededor del átomo.

Regla de los dos Una excepción a la regla del octeto. También es una configuración estable en un primer nivel principal de energía completo. Los átomos de helio y de hidrógeno en el estado combinado obedecen a esta regla.

Las fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos se llaman **enlaces químicos.** Existen dos tipos generales de enlaces entre los átomos de un compuesto: (1) enlaces iónicos y (2) enlaces covalentes. *Estos enlaces se forman mediante las interacciones entre los electrones de valencia de los átomos en el compuesto*. Para comprender estas interacciones, vamos a referirnos a la **regla del octeto** (sección 4.7). De acuerdo con esta regla, en muchos casos se alcanza una configuración estable si en el nivel de energía de valencia hay ocho electrones alrededor de cada átomo. Los átomos alcanzan a completar estos niveles de energía *ganando, perdiendo* o *compartiendo los electrones de valencia*. Una excepción a esta regla del octeto es el helio, cuyo primer nivel principal de energía está completo con sólo dos electrones. Esta excepción origina la **regla de los dos:** *el primer nivel principal de energía completo también es una configuración estable.*

En general, los átomos que tienen 1, 2 o 3 electrones de valencia tienden a *perderlos* para convertirse en iones con carga positiva, como es el caso de los metales. Por otro lado, los átomos con 5, 6 o 7 electrones de valencia tienden a ganar electrones y se convierten en iones con carga negativa. Muchos de los no metales caen en esta categoría. Estos no metales también pueden *compartir* sus electrones para obtener ocho electrones en su nivel de energía de valencia. Los elementos con cuatro electrones de valencia, por ejemplo, el carbono, son los más aptos para compartir sus electrones de valencia.

6.2 Energía de ionización y afinidad electrónica

Energía de ionización Cantidad de energía necesaria para desalojar únicamente el electrón unido más débilmente al núcleo.

Catión Un ion con carga positiva.

La formación de los compuestos y las moléculas no sólo depende de la existencia de los niveles de energía no llenos en muchos elementos sino también de la energía de ionización de los átomos involucrados. La **energía de ionización** de un átomo es la cantidad de energía que se requiere para desalojar el electrón ligado más débilmente del átomo. La parte restante del átomo es entonces un **catión**, un ion con carga positiva, debido a que el átomo ahora tiene *más protones que electrones*. Es decir,

$$\text{átomo} + \text{energía} \longrightarrow \text{catión} + \text{electrón} \qquad (6.1)$$

La forma de expresar el ion es escribiendo el símbolo del elemento con un signo + y un número que represente la cantidad de electrones perdidos por el átomo. Por ejemplo, un átomo de sodio se puede convertir en un ion sodio mediante la adición de 8.24×10^{-19} J de energía:

$$Na + 8.24 \times 10^{-19}\ J \longrightarrow Na^+ + 1\ \text{electrón} \qquad (6.2)$$

Observe que la carga positiva del ion coincide con la cantidad de electrones desalojados del átomo. De la misma manera, es posible desalojar dos electrones de un átomo de magnesio adicionando 3.64×10^{-18} J de energía:

$$Mg + 3.64 \times 10^{-18}\ J \longrightarrow Mg^{2+} + 2\ \text{electrones} \qquad (6.3)$$

Como podrá ver, existen muchos cationes de los elementos, y los más comunes se resumen en la tabla 6.1. Usted debe memorizar las fórmulas de estos iones porque son los integrantes de muchos compuestos.

Clave del estudio: Para los cationes marcados con un asterisco (*), el número romano del grupo en la tabla periódica representa la carga iónica positiva del elemento.

TABLA 6.1 **Algunos metales comunes con las fórmulas de los cationes y sus nombres**

METAL (SÍMBOLO)	CATIÓN[a]	NOMBRE DEL CATIÓN[b]
	Carga iónica 1+	
Hidrógeno[c] (H)	$*H^{1+}$	Hidrógeno
Litio (Li)	$*Li^{1+}$	Litio
Plata (Ag)	$*Ag^{1+}$	Plata
Potasio (K)	$*K^{1+}$	Potasio
Sodio (Na)	$*Na^{1+}$	Sodio
	Carga iónica 2+	
Bario (Ba)	$*Ba^{2+}$	Bario
Cadmio (Cd)	$*Cd^{2+}$	Cadmio
Calcio (Ca)	$*Ca^{2+}$	Calcio
Estroncio (Sr)	$*Sr^{2+}$	Estroncio
Magnesio (Mg)	$*Mg^{2+}$	Magnesio
Zinc (Zn)	$* Zn^{2+}$	Zinc
	Carga iónica 3+	
Aluminio (Al)	$*Al^{3+}$	Aluminio
	Cargas iónicas 1+ y 2+	
Cobre (Cu)	Cu^{1+}	Cobre(I) o cuproso
	Cu^{2+}	Cobre(II) o cúprico
Mercurio (Hg)	Hg_2^{2+}	Mercurio(I) o mercuroso[d]
	Hg^{2+}	Mercurio(II) o mercúrico
	Cargas iónicas 2+ y 3+	
Hierro (Fe)	Fe^{2+}	Hierro(II) o ferroso
	Fe^{3+}	Hierro(III) o férrico
	Cargas iónicas 2+ y 4+	
Estaño (Sn)	Sn^{2+}	Estaño (II) o estannoso
	Sn^{4+}	Estaño (IV) o estánnico
Plomo (Pb)	Pb^{2+}	Plomo (II) o plumboso
	Pb^{4+}	Plomo (IV) o plúmbico

[a] En los cationes que están marcados con un asterisco, podemos determinar la carga iónica utilizando la tabla periódica. Deberá memorizar la carga iónica de los otros cationes.

[b] El número romano que está entre paréntesis indica la carga iónica de cada átomo del ion.

[c] No es un metal, pero suele reaccionar como tal.

[d] Hay evidencia experimental de que el ion mercurio(I) o mercuroso existe en forma de dímero (dos unidades) con una carga iónica de 1^+ en *cada* átomo $[Hg^+]_2 = Hg_2^{2+}$. El Hg_2^{2+} es un dímero.

Clave del estudio: La carga iónica de los aniones (excepto del ion hidruro, H^-) se puede determinar restando 8 (regla del octeto) al número romano de grupo de la tabla periódica. El ion hidruro se puede determinar restando 2 (regla de los dos) al número romano del grupo [IA (1): $1 - 2 = -1$].

TABLA 6.2 **Algunos no metales con las fórmulas de los aniones y sus nombres**

NO METALES (SÍMBOLO)	ANIÓN	NOMBRE DEL ANIÓN
	Carga iónica 1−	
Bromo (Br)	Br^{1-}	Ion brom*uro*
Cloro (Cl)	Cl^{1-}	Ion clor*uro*
Flúor, Fluoruro (F)	F^{1-}	Ion fluor*uro*
Hidrógeno (H)	H^{1-}	Ion hidr*uro*
Yodo (I)	I^{1-}	Ion yod*uro*
	Carga iónica 2−	
Azufre (S)	S^{2-}	Ion sulf*uro*
Oxígeno (O)	O^{2-}	Ion óx*ido*
	Carga iónica 3−	
Fósforo (P)	P^{3-}	Ion sul*furo*
Nitrógeno (N)	N^{3-}	Ion nitr*uro*

Afinidad electrónica Cantidad de energía que se desprende cuando un átomo o un ion gana un electrón.

Anión Ion con carga negativa.

La contraparte de la energía de ionización es la **afinidad electrónica** de un átomo, que es la cantidad de energía *desprendida* cuando un átomo gana un electrón *adicional*. Al recibir un electrón adicional, el átomo tendrá *más electrones que protones*, y por tanto tendrá una carga negativa neta. Esta especie recibe el nombre de **anión**.

$$\text{átomo} + \text{electrón} \longrightarrow \text{anión} + \text{energía} \qquad (6.4)$$

Por ejemplo, un átomo de cloro más un electrón se puede convertir en un ion cloruro con un desprendimiento de 5.80×10^{-19} J de energía:

$$Cl + 1 \text{ electrón} \longrightarrow Cl^- + 5.80 \times 10^{-19} \text{ J} \qquad (6.5)$$

Observe que la carga del ion coincide con la cantidad de electrones adicionados al átomo y que la carga del átomo se expresa como un índice sobreescrito con un signo *menos* ya que existe una carga negativa neta. En los compuestos pueden existir aniones con cargas de $2-$ o $3-$. La tabla 6.2 contiene los aniones más comunes, que usted deberá aprender ahora porque necesitará de esta información en los capítulos posteriores.

La energía de ionización y la afinidad electrónica son conceptos importantes puesto que nos ayudan a comprender los enlaces entre los átomos. Los átomos ganan, pierden o comparten sus electrones en el momento de enlazarse. La energía de ionización ayuda a comprender lo que sucede cuando un átomo pierde un electrón, mientras que la afinidad electrónica ayuda a describir lo que sucede cuando un átomo gana un electrón.

6.3 Número de oxidación. Cálculo de los números de oxidación

Antes de comenzar a hablar sobre la manera en que los átomos se unen para formar compuestos y sobre la estructura de estos compuestos, debemos entender el significado de un nuevo término: “número de oxidación”.

El **número de oxidación (no.ox.** o **estado de oxidación)** es un número entero positivo o negativo que se asigna a un elemento en un compuesto o ion. Un compuesto contiene elementos con número de oxidación positivo o negativo y la *suma de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto es cero*. Este principio se aplica a todos los compuestos.

Número de oxidación (no.ox. o estado de oxidación) Es un número entero, positivo o negativo, asignado a un elemento en un compuesto o ion. Este número se basa en ciertas reglas.

El número de oxidación se ajusta a ciertas reglas (más adelante se explica), las cuales nos proporcionan un método de "contabilidad" electrónico. Nos ayuda a dar un seguimiento de los electrones transferidos o compartidos cuando un átomo se combina con otro átomo o átomos para formar compuestos. Por ejemplo, en el HCl asignamos al H un número de oxidación +1, lo cual significa que el Cl tiene un número de oxidación de −1 puesto que la suma de los números de oxidación debe ser igual a cero. Ahora, analizaremos los compuestos de algunos metales con el cloro: NaCl, $MgCl_2$, y $AlCl_3$. Si el Cl tiene número de oxidación −1 (del ejemplo del HCl), podemos asignar de inmediato los números de oxidación de +1, +2 y +3 al Na, Mg y Al en la serie de los compuestos anteriores.

Algunos elementos sólo tienen un número de oxidación o de estado de oxidación. Ejemplos de estos elementos son el sodio (Na), el magnesio (Mg), y el aluminio (Al). Otros elementos pueden tener más de un estado de oxidación. Un ejemplo es el oxígeno: en el agua (H_2O), el número de oxidación del oxígeno es −2 (recuerde, el hidrógeno es +1), mientras que en el peróxido de hidrógeno (H_2O_2), el número de oxidación del oxígeno es −1.

Para los iones que contienen un solo átomo, como el Na^+ y Cl^-, el número de oxidación del elemento es igual a la carga del ion, o la **carga iónica.** Los cationes tienen números de oxidación positivos, y los aniones tienen números de oxidación negativos. *En general*, cuando se combinan, los metales tienen números de oxidación positivos y los no metales tienen número de oxidación negativos.

Carga iónica Carga que tiene un ion. El ion puede consistir en un solo átomo o en un grupo de átomos unidos.

Las siguientes son las reglas que se utilizan para determinar los números de oxidación:

1. La suma algebraica de los números de oxidación de todos los elementos presentes en la fórmula de un *compuesto* es igual a cero.
2. El número de oxidación de un elemento en el estado libre o no combinado es siempre cero, como el Cu y el Ag.
3. El número de oxidación de un ion monoatómico (ion que contiene un solo átomo) es igual a su carga iónica, como en el caso de Na^+ y Cl^-.
4. La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos en un ion poliatómico (un ion que contiene dos o más átomos) es igual a la carga iónica del ion poliatómico. En el ClO^-, la suma de los números de oxidación del Cl y el del O es igual a −1.
5. En general, los metales tienen números de oxidación positivos cuando se combinan con los no metales, y los no metales tienen números de oxidación negativos cuando se combinan con los metales. Por ejemplo, en el NaCl, el número de oxidación del Na es +1 y el del Cl es −1.
6. En los compuestos que contienen dos no metales, se asigna un número de oxidación negativo para el átomo más electronegativo (véase la sección 6.5 y la figura 6.11). Se asigna un número de oxidación positivo al átomo menos electronegativo. En el compuesto NO, el no metal N tiene número de oxidación positivo y el no metal O tiene número de oxidación negativo. La razón de esto es que la electronegatividad de N es menor (3.0; véase la figura 6.11) que la electronegatividad de O (3.5).
7. En la mayor parte de los compuestos que contienen hidrógeno, el número de oxidación del hidrógeno es +1. Por ejemplo, en el HCl, el número de oxidación del H es +1; por tanto, el Cl tiene un número de oxidación de −1. Las excepciones a esta regla son los hidruros de metales (NaH, LiH, CaH_2, AlH_3 y otros),

Clave del estudio: Posteriormente se utilizarán las cargas iónicas o números de oxidación (sección 6.8) para la escritura de las fórmulas de los compuestos y después en la nomenclatura (capítulo 7). Usted *debe aprender* este material porque volverá a utilizarlo.

en los que el número de oxidación del hidrógeno es −1. Observe que en estas fórmulas el átomo de hidrógeno se escribe a la derecha. Durante la formación de los hidruros, el hidrógeno actúa como un no metal.

8. En la mayor parte de los compuestos que contienen oxígeno, el número de oxidación del oxígeno es −2. Por ejemplo, en el MgO, el número de oxidación del O es −2; por tanto, el Mg tiene un número de oxidación de +2. Las excepciones a esta regla incluyen los peróxidos (H_2O_2, Na_2O_2, BaO_2 y otros) en los cuales el número de oxidación del oxígeno es −1.

Al final de este capítulo se encuentra la figura 6.22, con el número de oxidación de los elementos de un período determinado. Ahora apliquemos estas reglas.

EJEMPLO 6.1

Calcule el número de oxidación del elemento que se indica en cada uno de los siguientes compuestos o iones.

a. N en el HNO_3

RESULTADO: Los números de oxidación del H y del O en el compuesto son +1 y −2 (véanse las reglas 7 y 8, respectivamente). La suma de los números de oxidación de todos los elementos del compuesto debe ser igual a cero (regla 1). Por tanto,

$$\begin{aligned} +1 + \text{no.ox. N} + 3(-2) &= 0 \\ +1 + \text{no. ox. N} - 6 &= 0 \\ \text{no. ox. N} - 5 &= 0 \\ \text{no. ox. N} &= +5 \end{aligned}$$ *Respuesta*

b. N en NO_2^-

RESULTADO: El número de oxidación del oxígeno es −2 (regla 8) y la suma de los números de oxidación de todos los elementos de ion poliatómico *debe ser igual a la carga de ion o −1* (regla 4). Por tanto,

$$\begin{aligned} \text{no. ox. N} + 2(-2) &= -1 \\ \text{no. ox. N} - 4 &= -1 \\ \text{no. ox. N} = + 4 - 1 & \\ \text{no. ox. N} &= +3 \end{aligned}$$ *Respuesta*

c. Cr en Cr_2O_3

RESULTADO: El número de oxidación del oxígeno es −2 (regla 8). La suma de los números de oxidación de todos los elementos en el compuesto debe ser igual a cero (regla 1). Hay dos átomos de cromo, pero nuestra respuesta será para *un* átomo de cromo; por tanto,

$$\begin{aligned} 2(\text{no. ox. Cr}) + 3(-2) &= 0 \\ 2(\text{no. ox. Cr}) - 6 &= 0 \\ 2(\text{no. ox. Cr}) &= + 6 \\ \text{no. ox. Cr} &= +6/2 \\ \text{no. ox. Cr} &= + 3 \end{aligned}$$ *Respuesta*

d. Cr en $Cr_2O_7^{2-}$

RESULTADO: El número de oxidación del oxígeno es −2 (regla 8), y la suma de los números de oxidación de todos los elementos en el ion poliatómico *debe ser igual a la carga del ion o −2* (regla 4). Hay dos átomos de Cr, pero nuestra respuesta será para *un* átomo de Cr; por tanto,

$$\begin{aligned} 2(\text{no. ox. Cr}) + 7(-2) &= -2 \\ 2(\text{no. ox. Cr}) - 14 &= -2 \\ 2(\text{no. ox. Cr}) = + 14 - 2 &= + 12 \\ \text{no. ox. Cr} &= + 12/2 \\ \text{no. ox. Cr} &= + 6 \end{aligned}$$ *Respuesta*

Ejercicio de estudio 6.1
Calcule el número de oxidación del elemento que se indica en cada uno de los siguientes compuestos o iones:

a. Cl en ClO_2 (4+) **b.** Cl en Cl_2O_7 (7+)
c. Cl en ClO_2^- (3+) **d.** Cl en ClO_4^- (7+)

Resuelva los problemas 4 y 5.

6.4 Enlace iónico

Enlace iónico Fuerza de atracción entre iones de carga opuesta que los mantiene unidos en un compuesto iónico. Estos iones de carga opuesta se forman mediante la transferencia de electrones de un átomo a otro.

La energía de ionización y las afinidades electrónicas son importantes para la compresión de los enlaces iónicos. Un **enlace iónico** es la fuerza de atracción entre los iones de carga opuesta que los mantiene unidos en un compuesto iónico. Estos iones de carga opuesta se forman por la transferencia de uno o más electrones de un átomo a otro. Como resultado de esta transferencia, uno de los átomos es un ion con carga positiva mientras que el otro es un anión con carga negativa. Estos iones forman un enlace puesto que, como establece la ley de la electrostática, *las partículas con cargas diferentes se atraen y las partículas con cargas iguales se repelen*. En los compuestos iónicos *no sólo hay* dos, sino muchos iones, y por tanto, en un enlace iónico, la fuerza de atracción total entre los iones es muy fuerte.

Clave del estudio: Todos los electrones son iguales. No cuentan con señales de color que indiquen "pertenezco al Na" o "pertenezco al Cl". Sólo utilizamos los puntos de colores para ayudarle a comprender cómo se forma el enlace iónico.

Existe una gran cantidad de ejemplos de compuestos iónicos. La sal de mesa o cloruro de sodio (NaCl) se forma cuando un átomo de sodio se combina con un átomo de cloro, como muestra la figura 6.1. El átomo de sodio tiene 1 electrón de valencia, y el átomo de cloro tiene 7 electrones de valencia. El átomo de sodio cede su electrón de valencia al átomo de cloro, dando 8 electrones en el nivel de energía superior del ion sodio y 8 electrones en el nivel de energía superior del ion cloro. En este enlace iónico se cumple la regla del octeto tanto para el ion sodio positivo como para el ion cloro negativo.

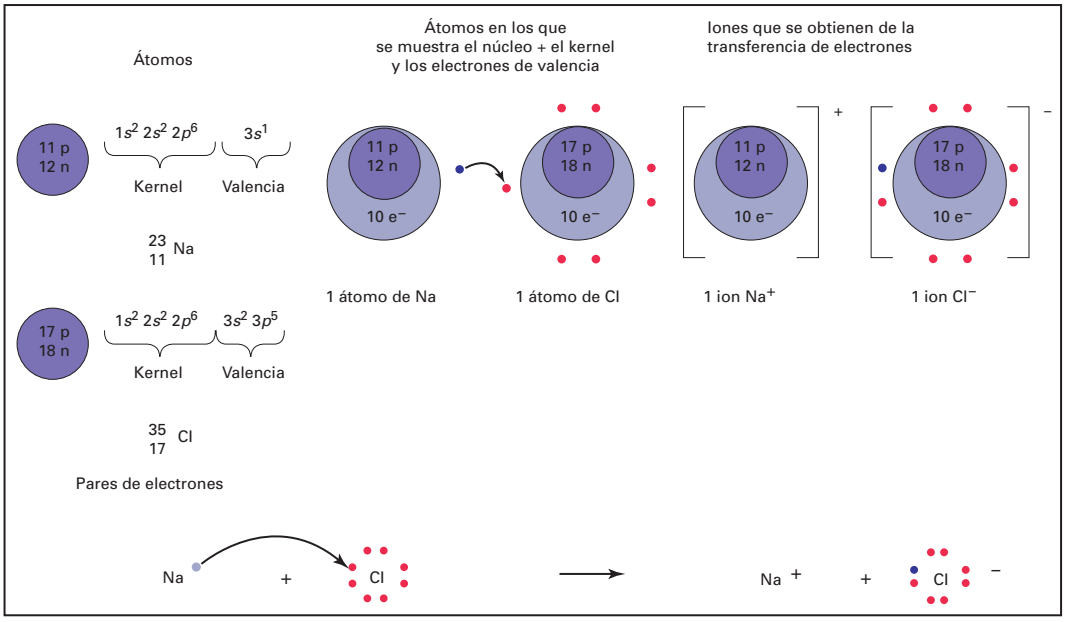


FIGURA 6.1
La formación del cloruro de sodio (NaCl) a partir de un átomo de sodio y un átomo de cloro, es un ejemplo de un compuesto que se forma por medio de un enlace iónico. El ion cloruro negativo atrae al ion sodio positivo.

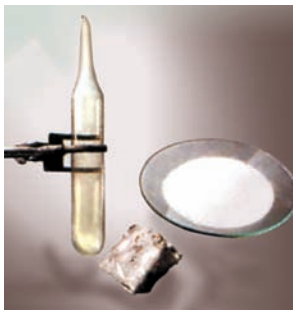


FIGURA 6.2
Cuando dos sustancias reaccionan (sodio metálico + cloro gaseoso) para formar un enlace iónico, por lo general el producto (cloruro de sodio blanco) tiene un aspecto muy diferente.

Rasgos característicos de los compuestos con enlaces iónicos

Hay cinco puntos importantes a considerar en relación con los compuestos que contienen enlaces iónicos. *Primero*, con la transferencia de electrones pueden resultar grandes cambios en las propiedades. Por ejemplo, los átomos de sodio y los de cloro son muy diferentes al cloruro de sodio (véase la figura 6.2). El sodio es un sólido metálico activo y suave que se puede cortar con un cuchillo. El cloro es un gas verdoso que tiene un olor fuerte e irritante. El cloruro de sodio es un sólido cristalino blanco (véase la figura 6.3). El cloruro de sodio es comestible, pero el sodio metálico y el gas cloro son venenosos. El sodio reacciona con el agua en forma explosiva; pero el cloruro de sodio se disuelve en agua. (En la tabla 6.3 se encuentran algunas de las propiedades físicas del sodio, del cloro y del cloruro de sodio).

Segundo, la carga del ion está relacionada con la cantidad de *protones* y *de electrones* que se encuentran en él. En el átomo de sodio hay 11 protones en el núcleo y 11 electrones a su alrededor; por tanto, el átomo es neutro (véase la figura 6.1). En el ion sodio hay todavía 11 protones en el núcleo, pero sólo tiene 10 electrones porque perdió uno para el átomo de cloro. El resultado es la *carga neta de un protón*, es decir, *una* carga positiva en exceso, que da una carga iónica o número de oxidación al ion de +1. En el átomo de cloro hay 17 protones en el núcleo y 17 electrones alrededor de éste; el átomo es neutro (véase la figura 6.1). Después de recibir un electrón del sodio, se convierte en un ion con 18 electrones alrededor del núcleo y 17 protones en el núcleo, lo que da como resultado la *carga neta de un electrón*, es decir, *una* carga negativa en exceso que da una carga iónica o número de oxidación en el ion cloro de −1. Por tanto, las cargas de los iones están directamente relacionadas con sus estructuras atómicas.

FIGURA 6.3
Cristales de cloruro de sodio.

Tercero, los radios de los iones son diferentes a los radios de los átomos, como se puede ver en la figura 6.4. El radio del átomo de sodio es de 186 pm y el radio del ion sodio es de 95 pm. Esta disminución del radio es el resultado de: (1) la pérdida de electrones en un nivel de energía, ya que el tercer nivel principal de energía del átomo de sodio se quedó vacío después de haber transferido un electrón al átomo de cloro, (2) una disminución adicional de tamaño debida a la fuerte atracción nuclear que ejercen los 11 protones con carga positiva sobre los 10 electrones restantes, y (3) una disminución de la repulsión entre los electrones ahora que sólo quedan 10 alrededor del núcleo. Este último efecto permite que el resto de los electrones se acerquen hacia el núcleo un poco más de lo que sería en un átomo neutro. Por el contrario, el radio del átomo de cloro es de 99 pm, pero el radio del ion cloruro ha aumentado a 181 pm. Este aumento se debe a: (1) una atracción

TABLA 6.3 Propiedades del sodio, cloro y cloruro de sodio

ELEMENTO O COMPUESTO	APARIENCIA A TEMPERATURA AMBIENTE	PUNTO DE FUSIÓN (°C)	PUNTO DE EBULLICIÓN (°C)[a]
Sodio	Sólido, plateado; se puede cortar con un cuchillo	98	892
Cloro	Gas verdoso, olor fuerte e irritante	−101	−35
Cloruro de sodio	Sólido cristalino blanco	801	1413

[a] A 1.00 atmósfera de presión.

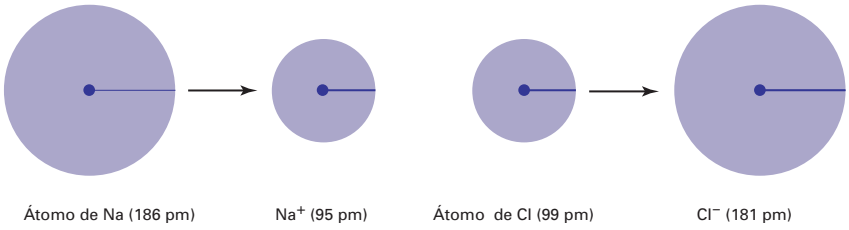


FIGURA 6.4
El radio de los iones es diferente al de los átomos, como se muestra con el átomo y el ion de sodio, y con el átomo de cloro y el ion cloruro.

nuclear más pequeña (17 protones) sobre los 18 electrones orbitales, lo que causa una ligera expansión en el radio del orbital, y (2) aumento en la cantidad de repulsión ahora que se ha añadido un electrón orbital (18 electrones) adicional, obligando a los electrones a ocupar un volumen más grande.

Cuarto en la *formación de los enlaces se desprende* energía. Esto se cumple para *todos* los enlaces. *La formación de enlaces conduce a la obtención de una sustancia más estable.* Durante la formación de 1.00 g de cloruro de sodio a partir de los átomos constituyentes (Na y Cl), se liberan 7.06 kJ o 1.69 kcal de energía. Por tanto, para "romper" estos enlaces iónicos en 1.00 g de cloruro de sodio sólido y formar los átomos de sodio y de cloro se requiere de 7.06 kJ o 1.69 kcal de energía.

Quinto, la unidad más pequeña de un *compuesto iónico* es una **unidad fórmula** ya que se trata de una combinación de *iones* y *no* de moléculas discretas (véase la sección 3.3). Por lo que, una unidad fórmula del NaCl consiste en un ion sodio y un ion cloruro.

Unidad fórmula Unidad más pequeña de una sustancia que presenta enlaces iónicos y que puede existir y experimentar cambios químicos.

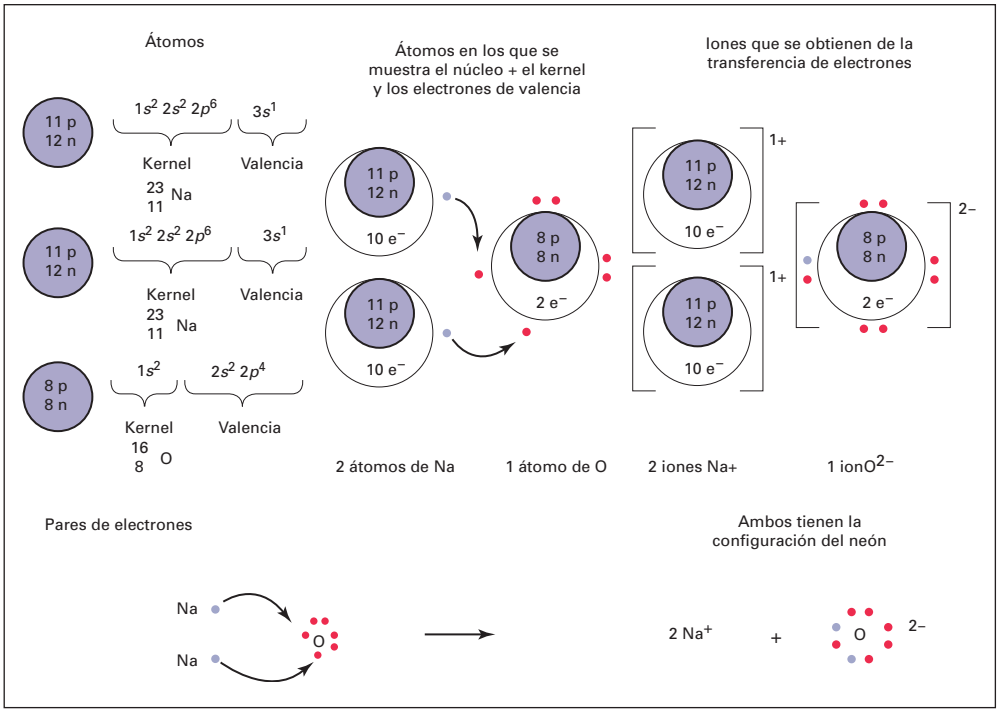


FIGURA 6.5
Formación del óxido de sodio (Na_2O), a partir de dos átomos de sodio y un átomo de oxígeno; éste es un ejemplo de un compuesto que se forma por enlaces iónicos. El ion óxido negativo atrae a los *dos* iones sodio positivos.

No todos los enlaces iónicos son intercambios uno a uno. La *unidad fórmula* del óxido de sodio (Na_2O) se forma cuando 2 átomos de sodio transfieren uno de sus electrones al átomo de oxígeno, como se ve en la figura 6.5. Para que el átomo de oxígeno llegue a tener 8 electrones en su nivel de energía más alto, debe ganar 2 electrones, porque ya cuenta con 6 electrones de valencia. Para esto necesita 2 átomos de sodio, puesto que cada uno sólo tiene un electrón de valencia para donar. Así, los 2 átomos de sodio *transfieren* su electrón de valencia a un átomo de oxígeno para formar la unidad fórmula, Na_2O, con 2 iones sodio positivos y un ion óxido negativo que se entrelazan para formar un cristal. La pérdida de un electrón en cada átomo de sodio da como resultado una carga iónica de $+1$ para cada ion sodio, y la ganancia de 2 electrones en el oxígeno ocasiona una carga iónica de -2 para el ion óxido.

Algunas propiedades de los compuestos iónicos son:

- ✔ Tienen puntos de fusión elevados (arriba de 300°C).
- ✔ Conducen la corriente eléctrica en estado líquido o en disolución acuosa.

Ejercicio de estudio 6.2

Dibuje el diagrama de la estructura iónica para cada uno de los siguientes iones, indique la cantidad de protones y de neutrones que se encuentran en el núcleo, y ordene los electrones en los niveles principales de energía.

a. $^{7}_{3}Li^{+}$ $\left(\text{(3p 4n)}\ 2e^{-}\ +1\right)$

a. $^{35}_{17}Cl^{-}$ $\left(\text{(17p 18n)}\ 2e^{-}\ 8e^{-}\ 8e^{-}\ -1\right)$

Ejercicio de estudio 6.3

Escriba la configuración electrónica detallando los *subniveles* para los siguientes iones:

a. $^{27}_{13}Al^{3+}$ $(1s^2, 2s^2, 2p^6)$

b. $^{19}_{9}F^{-}$ $(1s^2, 2s^2, 2p^6)$

Resuelva los problemas del 6 al 9.

Los iones son importantes. La tabla 6.4 muestra la lista de algunos iones comunes en su cuerpo y su función.

TABLA 6.4 Algunos iones comunes, su principal localización en el cuerpo y su función

Ion	Principal localización en el cuerpo	Función
Na^{1+}	Fuera de las células	Controla el agua corporal y la función muscular y nerviosa.
K^{1+}	Dentro de las células	La función muscular y nerviosa.
Ca^{2+}	Huesos, músculo, dientes	La regulación del metabolismo, la actividad muscular y nerviosa, y la coagulación sanguínea; el mantenimiento de los huesos.
Mg^{2+}	Principalmente dentro de las células, hueso	Regula la función neuromuscular, actividad metabólica.
Cl^{1-}	Fuera de las células	Función de la membrana nerviosa.

Tú y la Química

6.5 Enlace covalente

Enlace covalente Tipo de enlace químico que se forma cuando dos átomos comparten sus electrones.

A diferencia de los enlaces iónicos, los **enlaces covalentes** se forman cuando los átomos **comparten** sus electrones. La unidad más pequeña de un *compuesto covalente* formada por este enlace es una molécula (véase la sección 3.3). Observe que una unidad fórmula —la unidad más pequeña de los compuestos iónicos— *no es* una molécula porque en realidad no existe como una entidad separada sino como iones. Los compuestos que tienen enlaces covalentes tienen propiedades diferentes a las de los compuestos que tienen enlaces iónicos. Los compuestos covalentes tienen puntos de fusión relativamente inferiores (menos de 300°C) y no conducen la corriente eléctrica como lo hacen los compuestos iónicos en las soluciones líquidas o acuosas.

La molécula de hidrógeno (H_2) es un ejemplo sencillo de un compuesto *covalente*. Como se muestra en la figura 6.6, un átomo de hidrógeno aislado es relativamente inestable ya que sólo tiene un electrón de valencia. Al compartir este electrón de valencia con otro átomo de hidrógeno, los dos completan su primer nivel principal de energía y la molécula alcanza una configuración estable. Una manera de representar la molécula de H_2 (figura 6.7) es permitir que los orbitales 1*s* de ambos átomos se traslapen y formen una nueva región en el espacio (orbital) en forma de cacahuate que contenga ambos electrones de enlace. Ahora, estos elementos con carga negativa atraen a los dos núcleos con carga positiva y mantienen unida a la molécula.

Rasgos característicos de los compuestos con enlaces covalentes

En la molécula de hidrógeno, como en todos los compuestos con enlaces covalentes, hay cuatro aspectos importantes.

Primero, al igual que en todos los compuestos iónicos, las propiedades de los átomos individuales sin combinar son muy diferentes a las propiedades de las moléculas. De hecho,

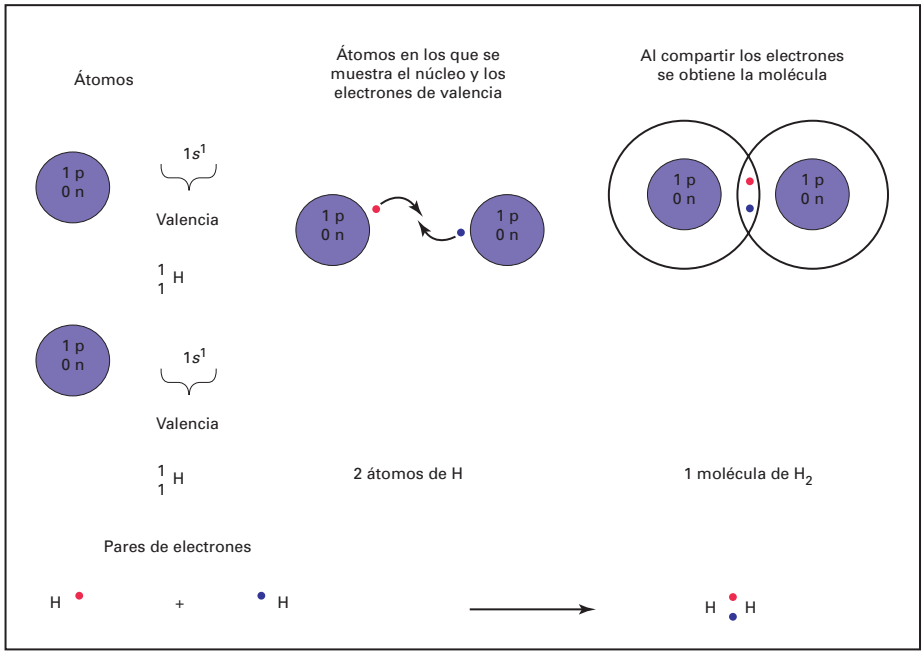


FIGURA 6.6
La formación de una molécula de hidrógeno (H_2) a partir de dos átomos de hidrógeno es un ejemplo de enlace covalente. Los círculos azules en la molécula muestran a cada átomo con un nivel principal de energía completo (dos electrones) como resultado de la forma de compartir los electrones.

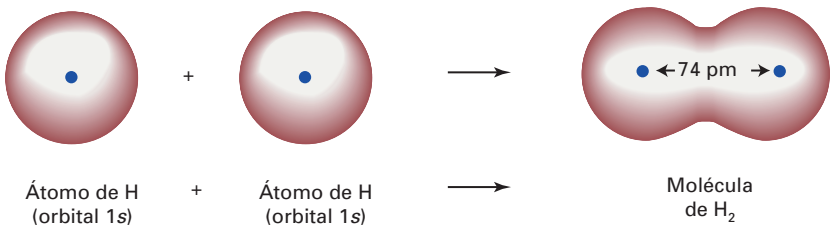


FIGURA 6.7
Representación orbital de una molécula de hidrógeno (H_2). El punto representa el núcleo del átomo.

los átomos de hidrógeno individuales son tan inestables que sólo existen separados durante un tiempo muy corto. Es por esto que cuando escribimos la fórmula de una *molécula de hidrógeno*, debemos escribirla como H_2 (dos átomos de hidrógeno, una **molécula diatómica**) y no como H.

Molécula diatómica
Molécula compuesta por dos átomos.

Segundo, los dos núcleos positivos atraen a los dos electrones para producir una molécula más estable que los átomos separados. Se ha formado un enlace, y con ello se obtiene una molécula más estable. Esta atracción que ejercen los núcleos sobre los dos electrones equilibra la repulsión que hay entre ellos; esto aumenta la probabilidad de encontrar los electrones en algún lugar situado *entre* los dos núcleos. Una analogía sencilla que sugirió el profesor Henry Eyring de la Universidad de Utah, y que aquí modificamos ligeramente, nos ayudará a ilustrar este punto. Supongamos que los núcleos de los dos átomos de hidrógeno son "estufas antiguas" y que los electrones son dos niños que corren alrededor de estas "estufas" tratando de mantenerse calientes. Cuando los dos átomos se unen, los niños (electrones) cuentan con dos fuentes de calor (los núcleos) y pueden correr entre las "estufas" para que todo su cuerpo, adelante y atrás, se mantenga caliente. Ahora los niños (electrones) están más calientes y más felices que cuando tenían una sola "estufa" (núcleo), lo cual da como resultado una molécula estable.

Tercero, la distancia entre los núcleos es tal que los orbitales 1*s* tienen el máximo traslape sin que los núcleos estén tan cerca que se repelan entre sí (causando que la molécula estalle). En la molécula de hidrógeno, la distancia entre los núcleos es de 74 pm, como se muestra en la figura 6.7. La distancia entre los núcleos de átomo que se unen en forma covalente se llama **longitud de enlace.**

Longitud de enlace
Distancia entre los núcleos de dos átomos que están unidos.

Cuarto, durante el proceso de formación del enlace covalente se libera energía, en este caso de liberaron 218 kJ o 52.0 kcal de energía durante la formación de 1.00 g de gas hidrógeno, H_2. Por lo tanto, para "romper" estos enlaces covalentes en 1.0 g de gas hidrógeno y formar los átomos de hidrógeno, se necesitan 218 kJ o 52.0 kcal de energía.

Ejercicio de estudio 6.4
Cuando los átomos de F se unen para formar una molécula de flúor (F_2), se liberan 4.13×10^5 J de energía durante la formación de 1.00 g de gas flúor. ¿Cuántos joules de energía son necesarios para romper el enlace F–F en 1.00 g de gas flúor y para formar los átomos de flúor?

Resuelva el problema 10.

$(4.13 \times 10^5$ J)

Más información acerca de los enlaces covalentes

La mayor parte de los enlaces covalentes son más complejos que la molécula de hidrógeno. Considere las figuras de la 6.8 a la 6.10, que muestran cómo 2 átomos de cloro comparten sus electrones de valencia para formar una molécula de Cl_2. Para que cada átomo de cloro se eleve a su tercer nivel principal de energía hasta un total de 8 electrones (de acuerdo con la regla del octeto), debe compartir un electrón con otro átomo. El resultado es un *par compartido* de electrones, así como tres *pares sin compartir* de electrones en cada átomo.

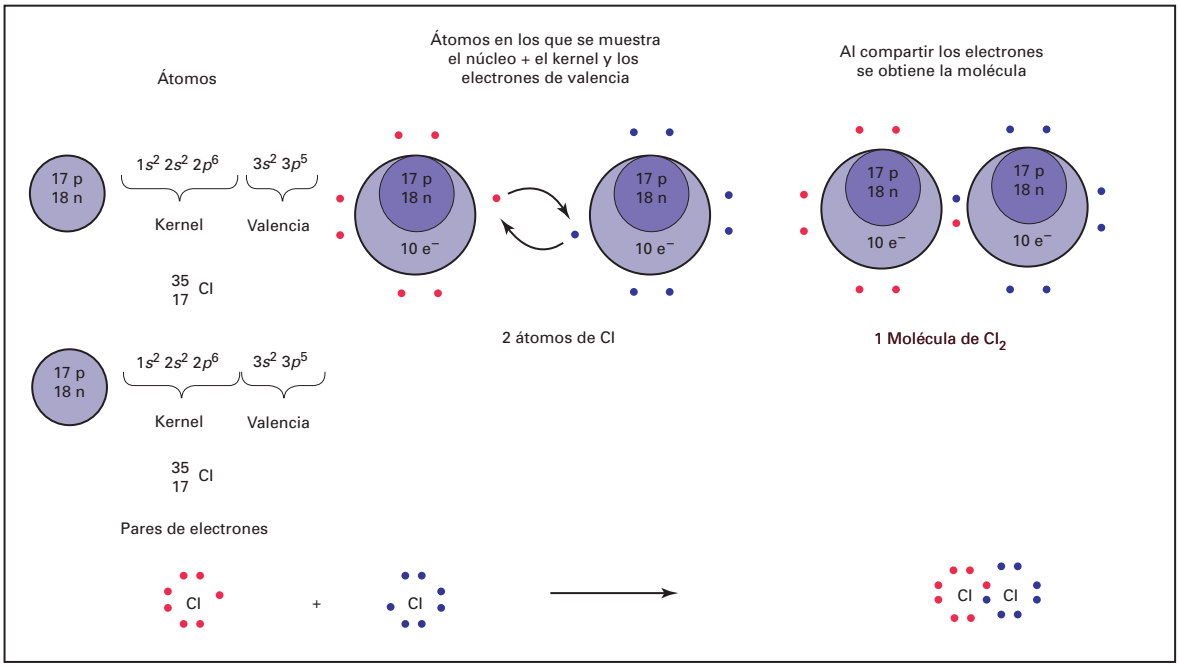


FIGURA 6.8
La formación de una molécula de cloro (Cl_2) a partir de dos átomos de cloro es un ejemplo de enlace covalente. Los puntos de la molécula muestran a cada átomo con un nivel principal de energía completo (8 electrones) como resultado de la forma de compartir los electrones.

Clave del estudio: Una manera sencilla de recordar los *siete* elementos diatómicos es viéndolos en la tabla periódica. Observe que los seis *elementos*, N, O, F, Cl, Br y I forman la figura de un número 7. ¡cuya parte superior apunta hacia el H!

Además del H_2 y Cl_2, otros cinco elementos se escriben *sólo como moléculas diatómicas*: F_2, Br_2, I_2, O_2 y N_2. Dada la cantidad de electrones que se encuentra en los niveles de energía de valencia de estos átomos, ninguno es estable a menos que se acople con otro. Estas moléculas que comparten sus electrones por igual se llaman *moléculas no polares*.

Electronegatividad en los enlaces covalentes

En los ejemplos anteriores, supusimos que los átomos comparten sus electrones *por igual*. Este hecho de compartir por igual casi no ocurre en las moléculas que contienen átomos diferentes, porque algunos átomos ejercen una atracción mayor sobre los electrones que otros. A la tendencia que tienen los átomos de atraer un par de electrones en un enlace covalente se le llama **electronegatividad**. En la figura 6.11 se encuentra el

Electronegatividad Tendencia que tienen los átomos de atraer un par de electrones en un enlace covalente.

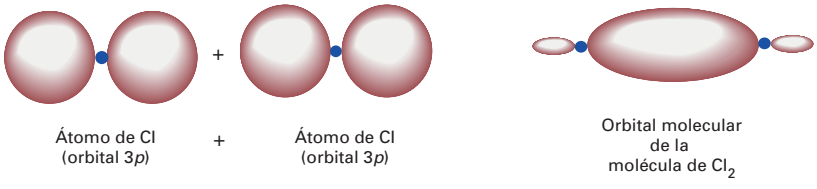


FIGURA 6.9
Representación del orbital molecular de una molécula de cloro (Cl_2). Los puntos azules representan el núcleo de los átomos de cloro. Observe el traslape de los dos orbitales *p* para formar un nuevo orbital que contiene los dos electrones compartidos.

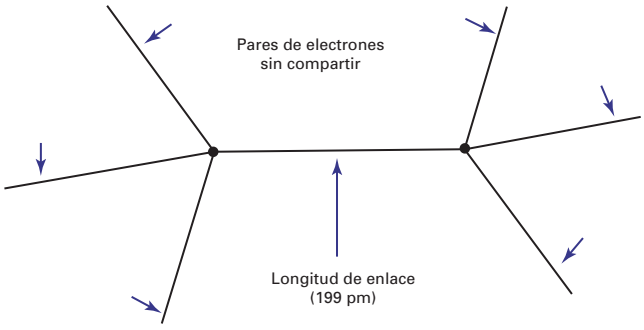


FIGURA 6.10
Modelo de la molécula de Cl_2. Los puntos representan los núcleos de los átomos de cloro, y las flechas azules indican los pares de electrones sin compartir en cada átomo de cloro. Observe que la longitud del enlace (199 pm) es la distancia entre los dos núcleos.

resultado del trabajo del científico estadounidense Linus C. Pauling, quien calculó los valores de la electronegatividad para la mayor parte de los elementos de la tabla periódica. Estos valores se basan en una escala arbitraria que va desde 0.7 hasta 4.0, donde un valor *bajo* se refiere a un elemento que *no* tiene una atracción fuerte para los electrones de enlace y un valor alto indica un elemento que tiene fuerte atracción para los electrones de enlace. Observe que los *metales* tienen valores de electronegatividad *bajos* y los *no metales* tienen valores *altos*. A continuación se presenta una escala modificada que incorpora los elementos más comunes y es recomendable que la aprenda.

$$F > O > Cl = N > Br > I = C = S > P = H$$

F
O
Cl = N
Br
I = C = S
P = H

¿Por qué algunos elementos son más electronegativos que otros? *En primer lugar*, cuanto más pequeño sea el radio del átomo, mayor será la atracción entre su núcleo y sus electrones externos. La **ley de Coulomb** establece que la fuerza de atracción entre un protón y un electrón aumenta a medida que la distancia entre estas dos partículas *disminuye*. El átomo más pequeño tiene con frecuencia menos niveles de energía ocupados y, en consecuencia, ejerce una atracción mayor sobre los electrones de enlace. Por el contrario, un átomo más grande con más niveles de energía ocupados ejerce menos atracción sobre los electrones de enlace. El átomo de nitrógeno tiene un radio más pequeño que el átomo de carbono. Por tanto, el nitrógeno ejerce mayor atracción sobre sus electrones externos que la que

Ley de Coulomb Principio que establece que la fuerza de atracción entre un protón y un electrón se incrementa a medida que disminuye la distancia entre ambas partículas.

La electronegatividad se incrementa

La electronegatividad disminuye

	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9 VIII	10	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIA
1	H 2.1																	He —
2	Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne —
3	Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar —
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.3	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr —
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.2	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe —
6	Cs 0.7	Ba 0.9	*La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Ti 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn —

FIGURA 6.11
Electronegatividad de algunos elementos.

tiene el átomo de carbono sobre los suyos, y por consiguiente, el nitrógeno tiene mayor electronegatividad.

Segundo los átomos que cuentan con menos niveles de energía entre su núcleo y el nivel de energía externo son más electronegativos que los que tienen más niveles de energía intermedios. Los niveles de energía intermedios *protegen* a los electrones que se encuentran en la capa externa del efecto electrostático completo del núcleo con carga positiva. Debido a este *efecto pantalla*, el flúor es más electronegativo que el cloro, y el cloro más electronegativo que el bromo. Compare las estructuras electrónicas de estos átomos.

Tercero, cuando se va llenando el mismo nivel de energía en un período, la electronegatividad aumenta conforme se incrementa la carga nuclear. Por tanto, el flúor (número atómico 9 con nueve protones) es más electronegativo que el oxígeno (número atómico 8 con ocho protones).

Enlaces polares

Enlace polar Tipo de enlace químico también conocido como enlace covalente polar, que se constituye a partir de una forma *desigual* de compartir los electrones entre dos átomos cuyas electronegatividades son diferentes.

La diferencia en la electronegatividad hace que, en un enlace covalente, los átomos compartan sus electrones en forma *desigual*. En efecto, mientras mayor sea la diferencia en los valores de la electronegatividad, más desigual será la forma en que se compartan los electrones en un enlace covalente. Un ejemplo típico de este **enlace polar** o *enlace covalente polar*, es el cloruro de hidrógeno gaseoso, que se muestra en la figura 6.12. La electronegatividad del hidrógeno es 2.1, la del cloro es 3.0 (véase la figura 6.11). En

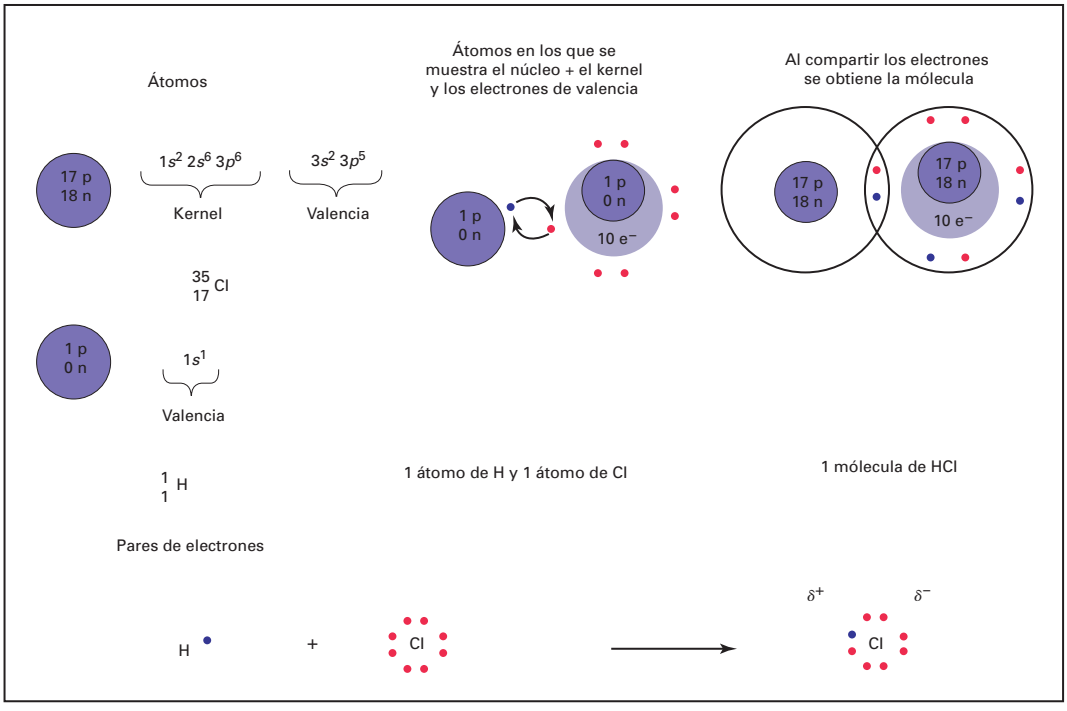


FIGURA 6.12
La formación de una molécula de cloruro de hidrógeno (HCl) a partir de un átomo de hidrógeno y un átomo de cloro es un ejemplo de enlace covalente, en el que los electrones se comparten en forma desigual. En la molécula, los grandes círculos negros externos muestran cada átomo con su nivel principal de energía completo (dos electrones para el hidrógeno y ocho electrones para el cloro), como resultado de la forma de compartir los electrones.

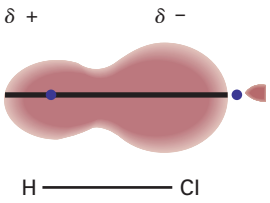


FIGURA 6.13
Molécula de cloruro de hidrógeno en la que puede observarse la gran atracción que ejerce el átomo electronegativo del cloro sobre el par de electrones en el enlace covalente. Compare esta forma desigual de compartir los electrones con la figura 6.7 en la que se muestra el hidrógeno. Los puntos representan los núcleos de los átomos.

consecuencia, en una molécula de cloruro de hidrógeno gaseoso, el átomo de cloro que es más electronegativo ejerce mayor atracción sobre el par de electrones del enlace covalente que se forma con el átomo de hidrógeno. Como se puede ver en la figura 6.13, esta forma desigual de compartir los electrones en un enlace covalente se acostumbra señalar colocando el símbolo δ^- (letra griega delta minúscula, δ, que significa "carga parcial") sobre el átomo más electronegativo y el símbolo δ^+ sobre el átomo más positivo. De modo que el cloruro de hidrógeno gaseoso se representa como:

$$H{:}\overset{\delta^+}{\underset{\cdot\cdot}{C}}l{:}^{\delta^-}$$

Como se ve en la figura 6.14, la forma desigual de compartir los electrones en un enlace polar es una situación intermedia entre la que presentan los electrones compartidos por igual en un enlace covalente y la unión totalmente iónica que ocurre cuando es muy grande la diferencia en la electronegatividad de los átomos.

Ejercicio de estudio 6.5
Coloque el símbolo δ^+ sobre el átomo o los átomos relativamente positivos, y el símbolo δ^- sobre el átomo o los átomos relativamente negativos en las siguientes moléculas con enlace covalente (véase la figura 6.11):

a. ClF_3 $\quad \overset{\delta^+}{Cl}\ \overset{\delta^-}{F_3}$

b. ClO_2 $\quad \overset{\delta^+}{Cl}\ \overset{\delta^-}{O_2}$

Resuelva el problema 11.

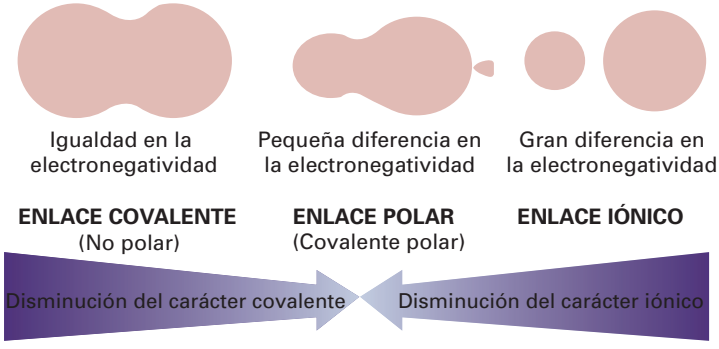


FIGURA 6.14
El enlace polar es el punto intermedio entre la forma equitativa de compartir los electrones y el enlace iónico. Cuando la diferencia en las electronegatividades de los átomos es suficientemente grande, el átomo más electronegativo toma posesión del par de electrones compartidos y resulta un enlace iónico.

6.6 Enlace covalente coordinado

Enlace covalente coordinado
Tipo de enlace químico, también conocido como enlace coordinado, que se constituye cuando un átomo proporciona los dos electrones que forman el enlace, mientras que el otro átomo sólo ofrece un orbital vacío.

En un enlace covalente, *cada* átomo contribuye con un electrón para formar un par de electrones entre los *dos átomos*. En un **enlace covalente coordinado** que también se conoce como enlace *coordinado*, un átomo aporta los *dos* electrones que forman el enlace.

Un ejemplo es el ion amonio (NH_4^+), formado por un ion hidrógeno (un átomo de H sin un electrón H^+) y una molécula de amoniaco (NH_3). La molécula de amoniaco tiene 3 átomos de hidrógeno y un átomo de nitrógeno, como se muestra en la figura 6.15. El átomo de nitrógeno con 5 electrones en su segundo nivel principal de energía comparte un electrón de cada 3 átomos de hidrógeno para alcanzar un total de 8 electrones a su alrededor. Al compartir un electrón con el átomo de nitrógeno, cada átomo de hidrógeno obtiene 2 electrones, y así completan su primer nivel principal de energía.

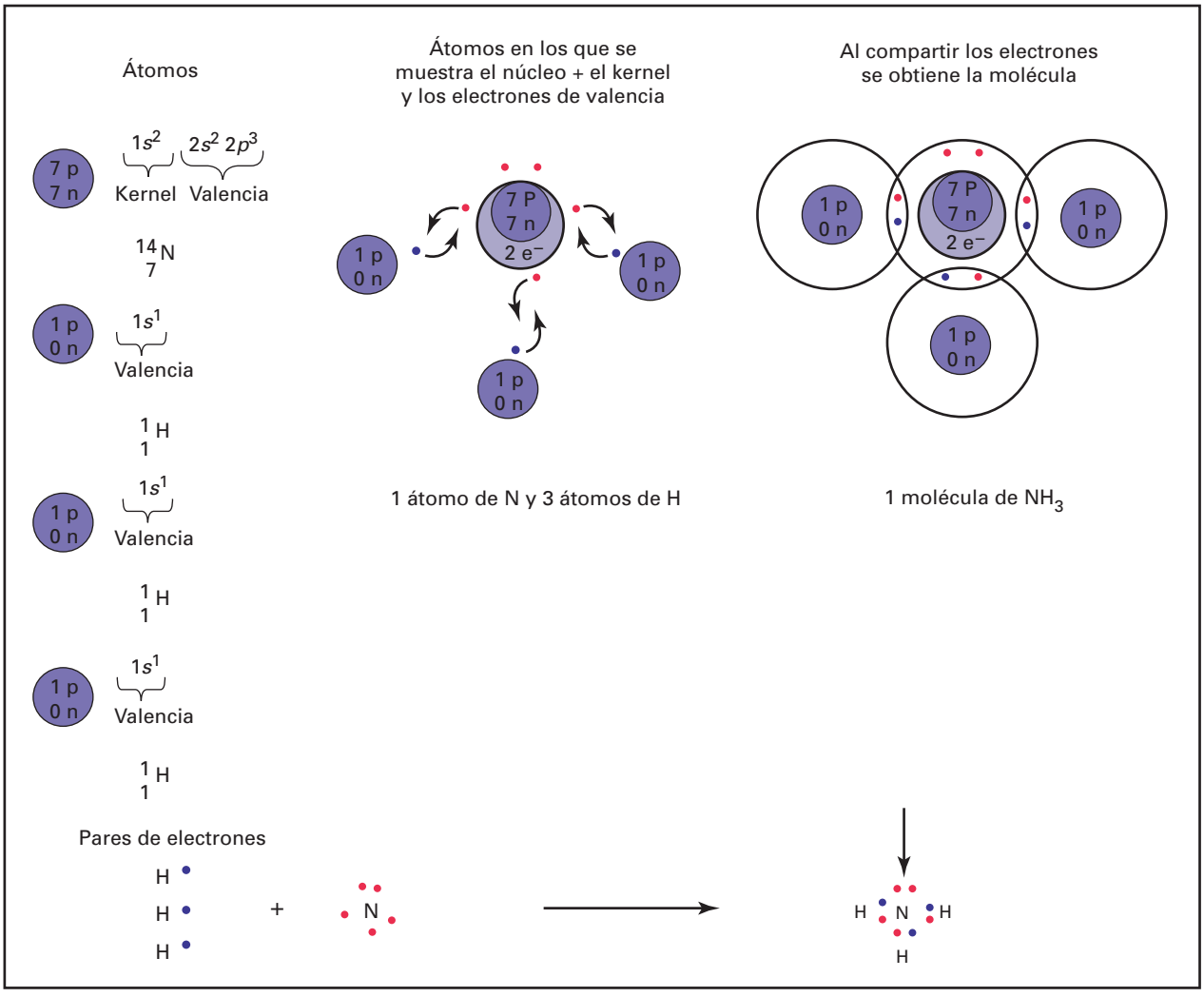


FIGURA 6.15
Formación de una molécula de amoniaco (NH_3), a partir de tres átomos de hidrógeno y un átomo de nitrógeno. (Observe que en la fórmula de los pares de electrones, el par de electrones sin compartir se representa con la flecha, ↓). Los círculos negros de la molécula muestran cada átomo con un nivel principal de energía completo (dos electrones para el hidrógeno y ocho electrones para el nitrógeno) como resultado de la forma de compartir los electrones.

De esta manera, el nitrógeno del amoniaco tiene un par de electrones sin compartir, como se muestra en la fórmula del par de electrones de la figura 6.15. Un **par de electrones sin compartir,** que también se llama *par no enlazante o par solitario*, es un *par* de electrones en un átomo. En la figura 6.16 se muestra un modelo de la molécula de amoniaco.

Par de electrones sin compartir (*par no enlazante, par solitario*) Un *par* de electrones en un átomo.

Cuando se agrega un ion hidrógeno (H^+) al amoniaco, el ion se une a este par de electrones sin compartir para formar un *enlace covalente coordinado*, como se puede ver en la figura 6.17. En este momento el hidrógeno se estabiliza al compartir 2 electrones con el nitrógeno. Para formar el enlace covalente coordinado, el par de electrones sin

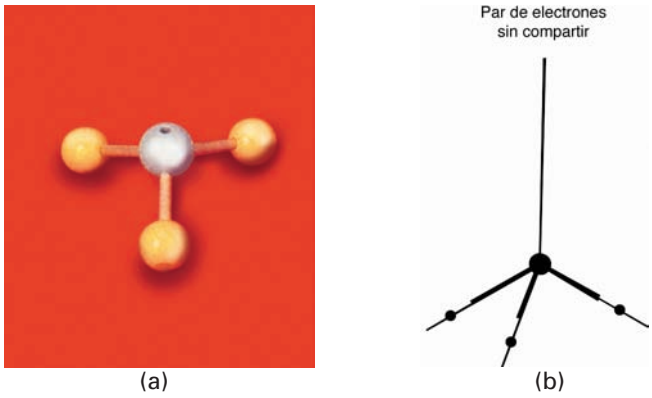


FIGURA 6.16
Modelos moleculares del amoniaco (NH_3). (a) En el modelo de barras y esferas, las esferas amarillas representan los átomos de hidrógeno, y la esfera azul, el átomo de nitrógeno; (b) los puntos azules representan los núcleos de los átomos de hidrógeno, y el punto negro, el núcleo del átomo de nitrógeno. Observe el par de electrones sin compartir.

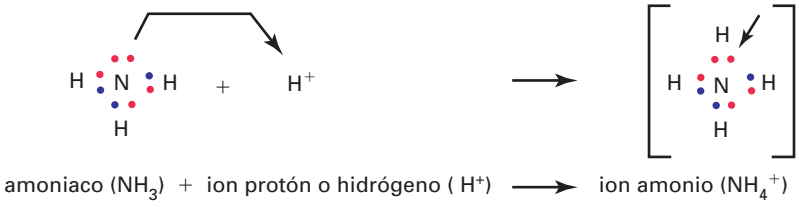


FIGURA 6.17
La formación de un ion amonio (NH_4^+) es un ejemplo de enlace covalente coordinado. La flecha (↙) señala el enlace covalente coordinado, y la carga iónica positiva se distribuye en todo el ion. Una vez que se ha formado el (NH_4^+), todos los enlaces N–H son equivalentes.

Clave del estudio: El par de electrones sin compartir del nitrógeno actúa como una clavija eléctrica o pegamento y forma un enlace covalente coordinado cuando "se enchufa" o "se adhiere" al hidrógeno. La carga 1− se distribuye en todo el ion.

compartir actúa como pegamento al unir el protón con el átomo de nitrógeno. El nuevo *ion* que se forma, el ion amonio (NH_4^+) tiene una carga positiva puesto que cuenta con más protones que electrones. La molécula de amoniaco no tenía carga, pero el ion hidrógeno tenía una carga 1+; por tanto, el ion amonio queda con una carga 1+. Esta carga 1+ se distribuye a través de todo el ion.

Los cuatro enlaces N—H en el ion NH_4^+ son químicamente iguales. Las descripciones de los enlaces iónico, covalente y covalente coordinado únicamente son modelos que utilizamos para visualizar el fenómeno real del enlace químico. ***No existe una diferencia real entre el enlace covalente y el covalente coordinado, más bien, es una manera diferente de visualizar su formación.*** Un enlace covalente coordinado es idéntico a un enlace covalente; sólo sus antecedentes son distintos.

6.7 Estructuras de Lewis y fórmulas estructurales de moléculas más complejas y de iones poliatómicos

Hasta ahora sólo hemos considerado moléculas muy sencillas. Aun en el caso más complicado, el NH_4^+, fue muy sencilla la colocación de los puntos para representar los electrones de valencia en las fórmulas de pares de electrones, y también el dibujo de los enlaces entre átomos y iones en las fórmulas estructurales. No obstante, en la vida real no es tan sencillo. La glucosa, el azúcar fundamental que su cuerpo utiliza para satisfacer muchas de sus necesidades de energía, tiene la fórmula química $C_6H_{12}O_6$, con muchos átomos, y necesita en consecuencia mucho más enlace para mantenerlos unidos.

Estructuras de Lewis

Las fórmulas de pares de electrones son de importancia vital para representar la estructura de las moléculas. En efecto, el químico estadounidense Gilbert N. Lewis desarrolló por primera vez estas fórmulas para ayudar a sus estudiantes de química general a comprender la formación de los compuestos. De la misma manera, es necesario que usted comprenda la forma en que se escriben estas fórmulas llamadas **estructuras de Lewis**. El proceso es relativamente sencillo si sigue las pautas que a continuación se enumeran:

Estructura de Lewis Método para expresar los electrones entre los átomos de una molécula utilizando la regla del octeto y puntos (:) para representar los electrones.

1. Escriba las fórmulas de pares de electrones de los elementos que están en la molécula. (Revise las secciones 4.7 y 5.3).
2. Acomode los átomos de tal forma que obedezcan la regla del octeto* y el hidrógeno, la regla de los dos.
3. En las moléculas que contienen tres o más átomos, el "átomo central" actúa como el punto de partida para acomodar los otros átomos a su alrededor. Por lo general, el átomo central es el *menos* electronegativo (excluyendo el hidrógeno). El átomo menos electronegativo es el que tiene una mayor inclinación a compartir electrones con otros átomos.

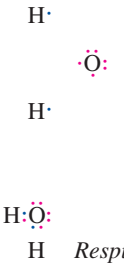
Considere el siguiente ejemplo para escribir una estructura de Lewis utilizando la tabla periódica.

EJEMPLO 6.2 Escriba la estructura de Lewis para la molécula de H_2O.

RESULTADO:

Paso 1: Escriba las fórmulas de pares de electrones para los elementos presentes (véase la tabla periódica, regla 1). Hay 1 y 6 electrones de valencia para el H y el O, respectivamente. Cada hidrógeno debe ganar 1 electrón, y el oxígeno debe ganar 2 electrones para completar sus niveles de energía de valencia.

Paso 2: Acomode los átomos de manera que obedezcan la regla del octeto o los dos (regla 2) sin que el hidrógeno ocupe la posición central (regla 3). Ahora cada átomo de hidrógeno comparte su electrón de valencia con el átomo de oxígeno para dar un total de 8 electrones alrededor del oxígeno y 2 para cada hidrógeno.



Respuesta

Fórmula estructural Método para expresar los enlaces químicos entre átomos en una molécula por medio de líneas.

Ángulo de enlace Ángulo definido por tres átomos y los dos enlaces covalentes que los unen.

Fórmulas estructurales y ángulos de enlace

Una vez que se ha dibujado la estructura de Lewis, es conveniente convertirla en una fórmula estructural. Una **fórmula estructural** es una fórmula que muestra cómo están acomodados los átomos en una molécula y se utiliza una línea (—) para representar cada par de electrones que comparten dos átomos. Los pares de electrones sin compartir por lo general no se muestran. Las fórmulas estructurales nos muestran el acomodo de los átomos y los enlaces que existen entre ellos sin representar demasiados puntos. En la figura 6.18a podemos ver la fórmula estructural del agua.

El ángulo definido por los dos enlaces O—H es el ángulo de enlace. Se ha encontrado que en el agua este ángulo es de 105°C. Un **ángulo de enlace** es el ángulo definido por tres átomos y los dos enlaces covalentes que los unen. Observe que no puede existir un ángulo de enlace definido sólo por dos átomos; para definir un ángulo debe haber dos enlaces y tres átomos. El modelo de esferas y barras de la figura 6.18b muestra el ángulo de enlace para la molécula del agua.

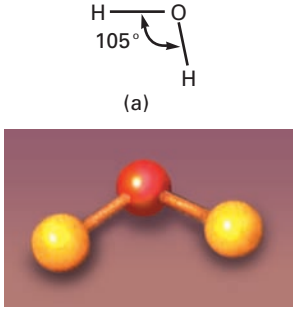


FIGURA 6.18
Modelos moleculares del agua (H_2O). (a) Fórmula estructural del agua en la que se muestra el ángulo de enlace; (b) modelo del agua formado por barras y esferas en donde las esferas amarillas representan los átomos de hidrógeno y la esfera roja representa un átomo de oxígeno.

* Hay excepciones a esta regla. Las estructuras de Lewis de estas excepciones se indicarán y cubrirán en la sección 6.8. No se le pedirá escribirlas para dichas excepciones.

Veamos el siguiente ejemplo para escribir la estructura de Lewis y la fórmula estructural para un compuesto.

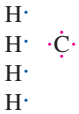
EJEMPLO 6.3

Escriba la fórmula estructural para el metano (gas natural), CH_4.

Clave del estudio: Cuando trabaje con fórmulas de pares de electrones, puede colocar los electrones en cualquier parte ¡siempre y cuando obedezcan la regla del octeto!

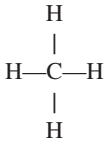
RESULTADO

Paso 1: Escriba las fórmulas de pares de electrones para los elementos presentes (véase la tabla periódica, regla 1). Hay 4 y 1 electrones de valencia para el C y el H, respectivamente. Cada carbono debe ganar 4 electrones, y cada hidrógeno debe ganar 1 electrón para completar sus niveles de energía de valencia.



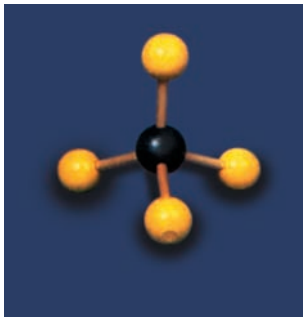
Paso 2. Acomode los átomos de tal forma que todos obedezcan la regla del octeto o de los dos (regla 2) sin que el hidrógeno ocupe la posición central (regla 3). Ahora cada átomo de hidrógeno comparte su electrón de valencia con el átomo de carbono para dar un total de 8 electrones para el carbono y dos para cada hidrógeno.

Paso 3: Sustituya cada par de electrones compartidos con una línea.

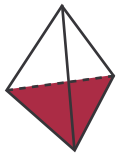


Respuesta

La figura 6.19a muestra el modelo de barras y esferas para el metano. Este modelo no representa al metano como una molécula plana como la dibujamos en la fórmula estructural. El metano forma un tetraedro. El tetraedro es una pirámide triangular, como se ve en la figura 6.19b.



(a)



(b)

FIGURA 6.19
(a) Modelo de esferas y barras del metano; la esfera negra representa un átomo de carbono; (b) un tetraedro con la base triangular sombreada.

Enlaces múltiples

En ciertas ocasiones, es posible encontrar que no existen suficientes electrones para abastecer a cada átomo con ocho electrones. En estos casos, a menudo podemos compartir más de dos electrones entre dos átomos y solucionar el problema. A esos enlaces se les llama enlaces *múltiples*. Si se comparten cuatro electrones, tenemos un **doble enlace.** Si se comparten seis electrones, estamos hablando de un **triple enlace.** Los ejemplos 6.4 y 6.5 mencionan este tipo de enlaces.

Doble enlace Enlace químico en el que dos átomos comparten dos pares de electrones (cuatro electrones).

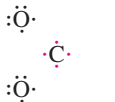
Triple enlace Tipo de enlace químico en el que dos átomos comparten tres pares de electrones (6 electrones).

EJEMPLO 6.4

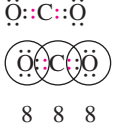
Escriba la fórmula estructural para el dióxido de carbono, CO_2.

RESULTADO

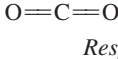
Paso 1: Escriba las fórmulas de pares de electrones para los elementos presentes (véase la tabla periódica, regla 1). Hay 4 y 6 electrones de valencia para el C y el O, respectivamente.



Paso 2: Acomode los átomos de tal forma que todos obedezcan la regla del octeto o de los dos (regla 2). El carbono es el átomo central (regla 3) de acuerdo con su valor de electronegatividad, 2.5, menor que el valor 3.5 del átomo de oxígeno (véase la figura 6.11). Al compartir *cuatro* electrones entre el átomo de carbono y cada átomo de oxígeno, podemos formar dos *dobles enlaces*. Estos electrones compartidos completan el nivel de energía de valencia de ocho para todos los átomos como se representa en los círculos dibujados en el segundo diagrama.



Paso 3: Sustituya cada par de electrones compartidos con una línea. Los *dobles enlaces* se representan con dos líneas.



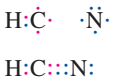
Respuesta

EJEMPLO 6.5 Escriba la fórmula estructural para el cianuro de hidrógeno, HCN.

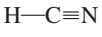
RESULTADO

Paso 1: Escriba las fórmulas de pares de electrones para los elementos presentes (véase la tabla periódica, regla 1). Hay 1, 4 y 5 electrones de valencia para el H, el C y el N, respectivamente.

Paso 2: Acomode los átomos de tal forma que todos obedezcan la regla de los ocho o de los dos (regla 2). Coloque el átomo de carbono en el centro (regla 3) porque es el menos electronegativo (2.5 en comparación con 3.0 para el nitrógeno; véase la figura 6.11). Al unir el hidrógeno con el carbono por medio de un enlace sencillo obtenemos 2 electrones para el hidrógeno. Cuando se comparten 3 electrones del átomo de carbono y 3 electrones del átomo de nitrógeno se crea un *triple enlace* entre ambos.



Paso 3: Sustituya cada par de electrones compartidos con una línea. El *triple enlace* se representa con tres líneas.



Respuesta

Enlaces covalentes coordinados

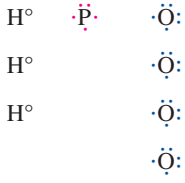
En algunas ocasiones, cuando dibujamos las estructuras de Lewis, tenemos más átomos que lugares para colocarlos. En estos casos un átomo abastece *ambos* electrones, y el otro, por desplazamientos de sus electrones, proporciona un orbital vacío. Esto da origen a la formación de un *enlace covalente coordinado*.

Clave del estudio: El enlace covalente coordinado es una situación en la que un átomo aporta ambos electrones para compartirlos —el otro "sólo aprovecha".

EJEMPLO 6.6 Escriba: (a) la estructura de Lewis y (b) la fórmula estructural para el ácido fosfórico H_3PO_4.

RESULTADO

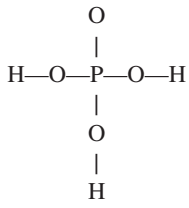
Paso 1: Escriba las fórmulas de pares de electrones para los elementos presentes (véase la tabla periódica, regla 1). Hay 1, 5 y 6 electrones de valencia para el H, el P y el O, respectivamente.



Paso 2: Acomode los átomos de manera que todos obedezcan la regla del octeto o de los dos (regla 2). Coloque el átomo de fósforo en el centro (regla 3) porque es el menos electronegativo (2.1 en comparación con 3.5 para el oxígeno; véase la figura 6.11). Enlace los 3 átomos de oxígeno al átomo de fósforo con enlaces covalentes y luego ligue los tres átomos de hidrógeno a estos 3 átomos de oxígeno mediante enlaces covalentes. Se obtienen 8 electrones alrededor de los átomos de fósforo y de oxígeno y 2 electrones para cada átomo de hidrógeno. Todavía debemos tomar en cuenta *un* átomo de oxígeno *más*. Podemos colocar este átomo de oxígeno al lado del átomo de fósforo después de mover uno de los electrones *individuales* restantes del oxígeno para formar un orbital vacío. Esto forma un enlace covalente coordinado y obedece a la regla del octeto, tanto para el oxígeno como para el fósforo y determina: (a) la estructura de Lewis.

Respuesta (a)

Paso 3: Sustituya cada par de electrones compartidos con una línea (—) para obtener: (b) la fórmula estructural.



Respuesta (b)

Estructuras de Lewis y fórmulas estructurales para los iones poliatómicos

Ion poliatómico Ion formado por más de un átomo.

Hasta ahora sólo hemos revisado las estructuras de Lewis y las fórmulas estructurales de las moléculas. Muchos de los compuestos comunes están formados por *iones poliatómicos* como el ion amonio (NH_4^+). Un **ion poliatómico** es un ion formado por más de un átomo. En la tabla 6.5 podemos ver una lista de diferentes iones poliatómicos. El segundo ion

TABLA 6.5 Algunos iones poliatómicos comunes y sus fórmulas

Fórmula del ion poliatómico	Nombre del ion poliatómico
Carga iónica +1	
NH_4^+	Amonio
Carga iónica −1	
$C_2H_3O_2^-$	Acetato
ClO^-	Hipoclorito
ClO_2^-	Clorito
ClO_3^-	Clorato
ClO_4^-	Perclorato
CN^-	Cianuro
HCO_3^-	Carbonato ácido o bicarbonato
HSO_3^-	Sulfito ácido o bisulfito
HSO_4^-	Sulfato ácido o bisulfato
OH^-	Hidróxido
NO_2^-	Nitrito
NO_3^-	Nitrato
MnO_4^-	Permanganato (véase la figura 6.20)
Carga iónica −2	
CO_3^{2-}	Carbonato
$C_2O_4^{2-}$	Oxalato
CrO_4^{2-}	Cromato (véase la figura 6.20)
$Cr_2O_7^{2-}$	Dicromato
SO_3^{2-}	Sulfito
SO_4^{2-}	Sulfato
Carga iónica −3	
PO_4^{3-}	Fosfato

poliatómico en la tabla es el acetato. La fórmula del ion acetato es $C_2H_3O_2^-$ (se lee "C−2, H−3, O−2, uno negativo"). Usted *debe* memorizar los nombres y fórmulas de estos iones poliatómicos para que pueda utilizarlos al escribir la fórmula de los compuestos.

Una vez que conocemos la fórmula de un ion poliatómico podemos construir una estructura de Lewis (y luego una fórmula estructural) para esta sustancia. Podemos seguir las mismas tres reglas que utilizamos para la estructura de Lewis de las moléculas y una regla adicional que trata de la carga iónica:

> *Norma 4*: Cuando escriba estructuras para los *iones* (no para moléculas), asegúrese de añadir un electrón extra por cada carga negativa presente, o bien desaloje un electrón por cada carga positiva presente en el ion.

La razón por la que se utiliza esta norma es que en los iones poliatómicos negativos debe haber un electrón o varios electrones *adicionales además* de la cantidad total de electrones de valencia presentes en el átomo neutro que forma el ion poliatómico. Los iones poliatómicos con carga positiva presentan *menos* electrones que la cantidad total de electrones de valencia que los que corresponden a los átomos del ion. De esta manera, el ion amonio (NH_4^+) cuenta con 8 electrones para su unión: 5 del nitrógeno, 1 de cada uno de los cuatro hidrógenos, menos 1 electrón para la carga iónica 1+. Por el contrario, el ion cianuro (CN^-) tiene 10 electrones: 4 del carbono, 5 del nitrógeno y 1 más para la carga iónica 1−.

Los siguientes ejemplos ilustran la asignación de las estructuras de Lewis y de las fórmulas estructurales para los iones poliatómicos.

FIGURA 6.20
Soluciones de iones poliatómicos coloridos. Solución de permanganato de potasio ($KMnO_4$), a la izquierda, y de cromato de sodio (Na_2CrO_4), a la derecha. (Cortesía de Richard Megna. Todos los derechos reservados. Fundamental Photographs).

EJEMPLO 6.7

Escriba (a) la estructura de Lewis y (b) la fórmula estructural para el ion hidróxido, OH^-.

RESULTADO

Paso 1: Escriba las fórmulas de pares de electrones para los elementos presentes (véase la tabla periódica, norma 1). Hay 1 y 6 electrones de valencia para el H y el O, respectivamente. Observe que la adición de 1 electrón *extra* (×) se toma en cuenta para la carga iónica de −1 para dar un total de 8 electrones de enlace (norma 4).

$$\begin{aligned} 1\,H &= 1\,e^- \\ 1\,O &= 6\,e^- \\ \text{carga iónica } -1 &= 1\,e^- \\ \text{total} &= 8\,e^- \end{aligned}$$

Paso 2: Acomode el átomo de hidrógeno con el átomo de oxígeno y distribuya los 8 electrones de enlace de tal forma que obedezcan la regla de los ocho para el oxígeno y la regla de los dos para el hidrógeno.

Respuesta (b)

Paso 3: Sustituya cada par de electrones compartidos con una línea. Por lo general, la carga iónica se coloca como un índice sobreescrito, como se muestra en la fórmula. La carga iónica se distribuye en todo el ion.

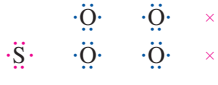
Respuesta (b)

EJEMPLO 6.8

Escriba (a) la estructura de Lewis y (b) la fórmula estructural para el ion sulfato, SO_4^{2-}.

RESULTADO

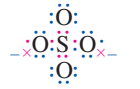
Paso 1: Escriba las fórmulas de pares de electrones para los elementos presentes (véase la tabla periódica, norma 1). Hay 6 electrones de valencia para el O y el S. Observe que la adición de dos electrones en ex-



ceso (×) equivalentes a la carga iónica de −2 da un total de 32 electrones de enlace (norma 4).

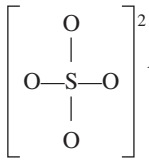
$$\begin{aligned} 1\,S &= 6\,e^- \\ 4\,O = 6 \times 4 &= 24\,e^- \\ \text{carga iónica } 2- &= 2\,e^- \\ \text{total} &= 32\,e^- \end{aligned}$$

Paso 2: Acomode los átomos de tal forma que obedezcan la regla del octeto (norma 2). Coloque el átomo de azufre en el centro (norma 3) porque es el menos electronegativo. Se distribuyen los 32 electrones de enlace para dar 8 electrones a cada átomo de oxígeno y de azufre. Observe los enlaces covalentes coordinados que hay entre los átomos de oxígeno arriba y debajo del átomo de azufre.



Respuesta (a)

Paso 3: Sustituya cada par de electrones compartidos con una línea. Nuevamente, la carga iónica aparece como un índice sobreescrito. La carga iónica 2− está distribuida en todo el ion.



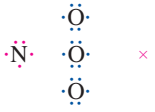
Respuesta (b)

EJEMPLO 6.9

Escriba: (a) la estructura de Lewis y (b) la fórmula estructural para el ion nitrato, NO_3^-.

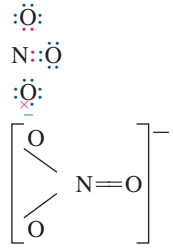
RESULTADO

Paso 1: Escriba las fórmulas de pares de electrones para los elementos presentes (véase la tabla periódica, norma 1). Observe que la adición de 1 electrón (×) representa la carga iónica de 1− para dar un total de 24 electrones de enlace (norma 4).



$$\begin{aligned} 1\,N &= 5\,e^- \\ 3\,O = 6 \times 3 &= 18\,e^- \\ \text{carga iónica } 1- &= 1\,e^- \\ \text{total} &= 24\,e^- \end{aligned}$$

Paso 2: Acomode los átomos de tal forma que obedezcan la regla del octeto (norma 2). Coloque el átomo de nitrógeno en el centro (norma 3) porque es el menos electronegativo, y acomode los átomos alrededor del nitrógeno. La formación de un doble enlace, un enlace covalente y un enlace covalente coordinado completa la estructura.

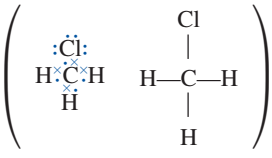


Paso 3: Sustituya cada par de electrones compartidos con una línea. Nuevamente, la carga iónica aparece como un índice sobreescrito. La carga iónica 1− está distribuida en todo el ion.

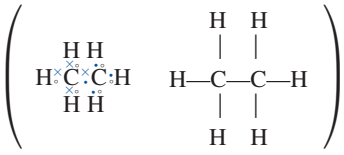
Ejercicio de estudio 6.6

Escriba la estructura de Lewis y la fórmula estructural para las siguientes moléculas o iones poliatómicos. (Puede utilizar la tabla periódica).

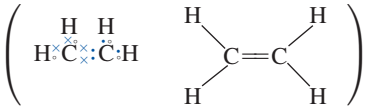
a. CH_3Cl



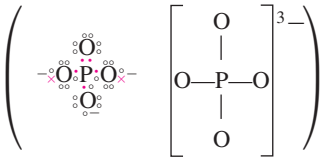
b. C_2H_6



c. C_2H_4



d. PO_4^{3-}



Resuelva los problemas 12 y 13.

6.8 Formas de las moléculas y los iones poliatómicos

Las estructuras de Lewis y las fórmulas estructurales son útiles para ayudarnos a comprender los enlaces que mantienen juntos a los átomos para formar las moléculas y los iones poliatómicos. Pero no nos dan información de las *formas* tridimensionales que toman en el espacio. Esto es importante para los químicos, porque son las formas tridimensionales de las moléculas y de los iones poliatómicos las que, por lo regular, determinan el comportamiento de estas especies en sus interacciones.

El modelo que utilizamos para determinar la forma de las moléculas y los iones poliatómicos es llamado a veces modelo de ***r**epulsión entre los **p**ares de **e**lectrones de la **c**apa de **v**alencia (Teoría **RPECV***). Para comprender los factores que determinan las formas de las moléculas y los iones, este modelo se sustenta con la ley de Coulomb (véase la sección 6.5). La mayor parte de las moléculas o de los iones poliatómicos tiene un átomo central al que se unen otros átomos. La forma de la molécula depende de la cantidad de pares de electrones (véase la sección 6.6) que rodean el átomo central. La ley de Coulomb sugiere que estos pares de electrones (tanto los pares de electrones de enlace como los pares sin compartir) se acomoden alrededor del átomo central de manera que se obtenga la máxima distancia entre cada uno de estos pares. Al hacer esto, los pares de electrones reducen la energía repulsiva que se genera entre ellos.

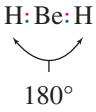
Moléculas lineales

Para cualquier cantidad de pares de electrones que se encuentren rodeando el átomo central, hay un acomodo que aumenta estas distancias y reduce las repulsiones entre todos los pares de electrones. Una analogía podrá ayudarnos a ilustrar este concepto. Cuando dos personajes de caricatura, digamos un gato y un ratón, representan una escena de persecución, el par invariablemente termina en los lados opuestos de una mesa. Si el gato se mueve en una dirección (en el sentido de las manecillas del reloj), el ratón responde moviéndose también en la misma dirección (en el sentido de las manecillas del reloj) para mantener la distancia máxima entre los dos.

Esta analogía es aplicable a una molécula en la que dos átomos están unidos a un átomo central por medio de dos enlaces sencillos. Por ejemplo, el hidruro de berilio (BeH_2) se representa como:

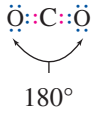
Estructura de Lewis* Fórmula estructural

La forma del BeH_2 se puede modelar considerando que los *dos* pares de electrones de enlace mantienen una distancia máxima entre sí. Así, el ángulo de enlace H−Be−H es de 180º, y esta disposición geométrica se denomina **lineal**.



Otro ejemplo es el dióxido de carbono (CO_2). En este caso, tenemos dos átomos unidos a un átomo de carbono central por medio de dos dobles enlaces (véase la sección 6.7, ejemplo 6.4).

Puesto que los cuatro electrones del doble enlace actúan como una *unidad* para formar el enlace de los átomos C y O, para el propósito de la forma, los consideraremos como *un grupo* de electrones. De esta manera, hay *dos grupos* de electrones ($4e^-$ en cada grupo) alrededor del átomo central (C). El dióxido de carbono es una molécula ***lineal*** y el ángulo de enlace O−C−O es de 180º.

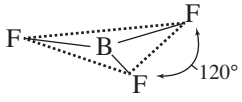


Forma plana trigonal de molécula y de iones

Examinemos la forma óptima relacionada con *tres* grupos de electrones alrededor de un átomo central. Un ejemplo de esa clase es el trifluoruro de boro (BF_3). El átomo central de boro está rodeado por tres pares de electrones de enlace que sirven para unir los tres átomos de flúor con el boro.

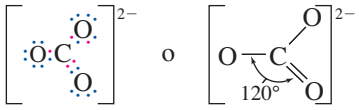
Estructura de Lewis* Fórmula estructural

La mejor manera de acomodar tres pares de electrones es formando ángulos de enlace de 120º alrededor del boro, donde los cuatro átomos se encuentren dispuestos en un plano con líneas continuas que representan los enlaces. Se oponen las líneas discontinuas para mostrar que los átomos se encuentran en un solo plano. A esta forma se le denomina *plana trigonal*.



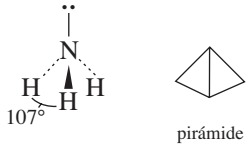
* La estructura de Lewis representa una excepción a la regla del octeto.

Otro ejemplo de una forma plana trigonal es el ion carbonato. En la estructura de Lewis que se muestra a continuación, podemos ver que hay *tres grupos* de electrones alrededor del átomo central, dos pares de electrones asociados con los enlaces sencillos C—O, y un grupo de cuatro electrones asociados con el doble enlace $C{=}O$. Este ion forma una figura ***plana trigonal*** y tiene un ángulo de enlace O—C—O de 120º.



Moléculas tetraédricas

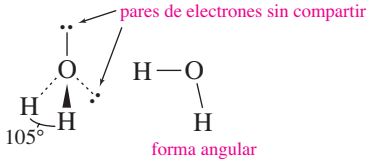
Cuando *cuatro* grupos de electrones rodean un átomo central, la mejor distribución de los grupos es la figura tetraédrica (véase la figura 6.19b), en la cual cada par de electrones determina un ángulo de un tetraedro regular. Esto significa que todos los ángulos de enlace son iguales y forman ángulos de 109.5º. Un ejemplo de esta figura es el metano (CH_4) (véase la sección 6.7, ejemplo 6.3, figura 6.19). El metano tiene cuatro enlaces sencillos C—H, en donde cada par de electrones de enlace actúa como un grupo de electrones. Cada uno de los cuatro grupos trata de permanecer tan alejado del otro como sea posible. Por consiguiente, la figura es ***tetraédrica***. Todos los átomos de hidrógeno ocupan los ángulos de un tetraedro.



Casos especiales del tetraedro: moléculas acodadas y piramidales

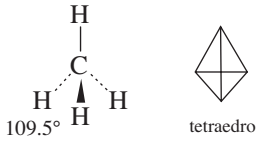
La figura tetraédrica tiene dos casos especiales: (1) la figura curva y (2) la figura piramidal.

Usted podría preguntar: "¿Por qué en la figura 6.18, ejemplo 6.2 se muestra la molécula del agua en forma angular?". Ésta es una buena pregunta. La respuesta está en el hecho de que hay *cuatro* grupos de electrones en torno al átomo de O central, *dos pares* de electrones de enlace (enlaces sencillos O—H) y *dos pares* de electrones sin compartir. De esta manera, los cuatro grupos de electrones tienen casi la misma forma que los cuatro grupos de electrones en el metano. Sin embargo, sólo dos de los grupos de electrones sirven para unir los átomos de hidrógeno. En consecuencia, el único ángulo de enlace que vemos es el enlace H—O—H, que para nuestro modelo se predice de 109.5º. El valor experimental de 105º es muy cercano a este número. En el capítulo 13 (sección 13.2) volveremos a tratar este tema. Nos referimos a esta forma como *angular* puesto que la molécula parece un "ángulo".



Es posible presentar una explicación semejante para la forma piramidal que exhibe el amoniaco (véase la figura 6.16). En esta molécula también hay *cuatro* grupos de electrones

alrededor del átomo central de nitrógeno, tres pares de electrones que sirven como enlaces sencillos N—H, y *un par* de electrones *sin compartir*. El efecto global es que mientras los cuatro pares de electrones tienen un acomodo tetraédrico con ángulos de enlace aproximado de 109.5º, la molécula de amoniaco es semejante a una pirámide ya que podemos "ver" sólo los átomos de nitrógeno y de hidrógeno. El ángulo de enlace experimental de 107º es muy cercano a nuestro valor pronosticado de 109.5º, por lo que clasificaremos la forma como **piramidal**.



En esta figura la línea --- indica hacia atrás del plano de la página; ► indica hacia adelante del plano de la página —hacia usted—; y — indica en el plano de la página.

Para determinar la forma y el ángulo de enlace de las moléculas o de los iones poliatómicos podemos seguir las siguientes pautas:

1. Escriba la estructura de Lewis para una molécula o un ion poliatómico. (Proporcionaremos la estructura de Lewis para las moléculas o iones poliatómicos que sean excepciones a la regla del octeto).
2. Determine la cantidad total de pares o grupos de electrones alrededor del átomo central.
3. Acomode estos electrones, incluyendo los pares sin compartir, alrededor del átomo central de manera que obedezcan la ley de Coulomb con una distancia máxima entre todos los pares de electrones.
4. Utilice la cantidad total de pares o grupos de electrones y pares sin compartir para determinar la forma y el ángulo de enlace de la molécula o del ion poliatómico, como se muestra en la tabla 6.6.

Ahora veamos algunos ejemplos.

EJEMPLO 6.10

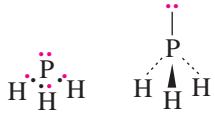
Determine la forma (lineal, plana trigonal, tetraédrica, angular o piramidal) y el ángulo de enlace de las siguientes moléculas. (Puede utilizar la tabla periódica).

a. PH_3 **b.** CS_2

RESULTADO

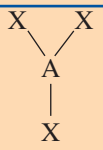
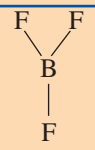
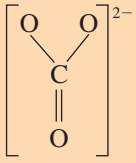
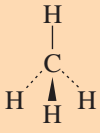
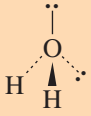
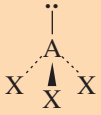
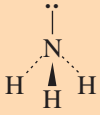
a. En la tabla periódica podemos ver que P tiene 5 electrones de valencia y H tiene uno, por tanto, la estructura de Lewis (norma 1) para el PH_3 es:

La cantidad total de pares o de grupos de electrones (norma 2) es cuatro. Con base en la ley de Coulomb (norma 3), las estructuras son:



Con tres pares de electrones de enlace y un par de electrones sin compartir (tabla 6.6), la forma es piramidal con un ángulo de enlace cercano a 109.5º. *Respuesta*

TABLA 6.6 **Forma y ángulo de enlace de las moléculas y los iones poliatómicos**[a]

PARES O GRUPOS DE ELECTRONES TOTALES	PARES O GRUPOS DE ELECTRONES DE ENLACE	PARES O GRUPOS DE ELECTRONES SIN COMPARTIR	FORMA	ÁNGULO DE ENLACE	EJEMPLO(S)
2	2	0	X—A—X **lineal**	180°	H—Be—H O=C=O
3	3	0	 **plana trigonal**	120°	 
4	4	0	 **tetraédrica**	109.5°	
4	2	2	 **angular**	109.5°	
4	3	1	 **piramidal**	109.5°	

[a] La línea --- significa hacia atrás del plano de la página; ► significa hacia adelante del plano de la página —hacia usted—; y — en el plano de la página.

b. En la tabla periódica podemos ver que C tiene 4 electrones de valencia y el S tiene 6, por tanto, la estructura de Lewis (norma 1) para el CS_2 es:

La cantidad total de grupos de electrones (norma 2) es dos. Hay cuatro electrones en un grupo, y un grupo actúa como una unidad. Con base en la ley de Coulomb (norma 3), la estructura es:

S=C=S

Hay dos grupos de pares de electrones de enlace y cero pares de electrones sin compartir (tabla 6.6). Los pares de electrones sin compartir en los átomos de oxígeno no cuentan, puesto que no se encuentran unidos al átomo central carbono. La forma es lineal con un ángulo de 180º.

Respuesta

Ejercicio de estudio 6.7

Determine la forma (lineal, plana trigonal, tetraédrica, angular o piramidal) y el ángulo de enlace aproximado de las siguientes moléculas. (Puede utilizar la tabla periódica).

a. CCl_4 (tetraédrica, 109.5º)

Resuelva el problema 14.

b. H_2S (angular, 109.5º)

6.9 Escritura de fórmulas

Ahora utilizaremos el nombre y la fórmula de los cationes (tabla 6.1), de los aniones (tabla 6.2), y de los iones poliatómicos (tabla 6.5 y figura 6.22) para escribir la fórmula de los compuestos. Para escribir la fórmula de un compuesto, *debemos conocer* o se nos tienen que proporcionar la carga iónica de los cationes y de los aniones. En esas fórmulas, *la suma del total de cargas positivas debe ser igual a la suma del total de cargas negativas, es decir, el compuesto* ***no*** *debe tener una carga neta*. Cuando la carga que está en el ion positivo *no* es igual a la del ion negativo, debemos utilizar índices para balancear las cargas positivas con las negativas. En la mayor parte de los casos, escribimos primero el ion positivo y después el negativo. Por ejemplo, para que el total de cargas positivas sea igual al total de cargas negativas en el bromuro de hierro (II), necesitamos tener *un* átomo de Fe^{2+} por cada *dos* átomos de Br^-. La carga 2+ del hierro está balanceada con la carga 2− de los dos bromuros. Utilizando índices, podemos escribir la fórmula del bromuro de hierro(II) como $Fe^{2+}Br^-Br^-$ o bien como $Fe^{2+}(Br^-)_2$. Para simplificar la fórmula, elimine las cargas y escriba $FeBr_2$. Este resultado destaca dos reglas para escribir las fórmulas:

1. Por convención, *para escribir fórmulas, se utiliza por lo regular la razón de los números enteros más sencillos de los elementos*. De esta manera, el bromuro de hierro (II) se escribe como $FeBr_2$; es incorrecto escribir Fe_2Br_4 o Fe_3Br_6.
2. Como resultado del uso de la relación de números enteros sencillos para la escritura de fórmulas, *sólo se puede escribir una sola fórmula para un compuesto*.

Clave del estudio: Cuando haya estudiado la nomenclatura, se le pedirá que escriba ecuaciones químicas (capítulo 9) utilizando estas fórmulas. Después se le pedirá que utilice estas ecuaciones para determinar las cantidades que se emplean u obtienen en una determinada ecuación química (capítulo 10). Por tanto, para lograr buenos resultados en esta materia, usted *debe memorizar* las fórmulas de los iones que se encuentran en la tabla 6.1, 6.2 y 6.5.

Ahora vamos a ver más ejemplos para ilustrar las fórmulas escritas. Mencionaremos el nombre y la fórmula de los iones que se encuentran en las tablas 6.1, 6.2 y 6.5, pero cuando lleguemos a tratar el tema de nomenclatura (capítulo 7), usted ya debe saber estos nombres y fórmulas.

1.	sodio (Na^{1+}) y cloruro (Cl^{1-})	$(Na^{1+})(Cl^{1-})$, NaCl $+1 + (-1) = 0$
2.	bario (Ba^{2+}) y fluoruro (F^{1-})	$(Ba^{2+})(F^{1-})_2$, BaF_2 $+2 + 2(-1) = 0$
3.	aluminio (Al^{3+}) y bromuro (Br^{1-})	$(Al^{3+})(Br^{1-})_3$, $AlBr_3$ $+3 + 3(-1) = 0$
4.	hierro(III)(Fe^{3+}) y sulfuro (S^{2-})	$(Fe^{3+})_2(S^{2-})_3$, Fe_2S_3 $2(+3) + 3(-2) = 0$

Nota: El mínimo común múltiplo es seis, por tanto, 2(3) y 3(2).

5. cobre(II)(Cu^{2+}) y nitrato (NO_3^-) — $(Cu^{2+})(NO_3^-)_2$, $Cu(NO_3)_2$; $+2 + 2(-1) = 0$

Nota: Hay dos iones nitrato; por tanto, usted debe utilizar paréntesis. El uso de los paréntesis significa que hay 2 átomos de nitrógeno, 6 átomos de oxígeno y 1 átomo de cobre en *una* unidad fórmula de nitrato de cobre(II).

6. litio (Li^+) y sulfato (SO_4^{2-}) — $(Li^+)_2(SO_4^{2-})$, Li_2SO_4; $2(+1) + (-2) = 0$

7. mercurio(I) (Hg_2^{2+}) y acetato ($C_2H_3O_2^-$) — $(Hg_2^{2+})(C_2H_3O_2^-)_2$, $Hg_2(C_2H_3O_2)_2$; $+2 + 2(-1) = 0$

Nota: Según la tabla 6.1 tenemos que el mercurio(I) es Hg_2^{2+}, un ion dimérico.

8. amonio (NH_4^+) y sulfito (SO_3^{2-}) — $(NH_4^+)_2(SO_3^{2-})$, $(NH_4)_2SO_3$; $2(+1) + (-2) = 0$

9. estroncio (Sr^{2+}) y fosfato (PO_4^{3-}) — $(Sr^{2+})_3(PO_4^{3-})_2$, $Sr_3(PO_4)_2$; $3(+2) + 2(-3) = 0$

10. magnesio (Mg^{2+}) y carbonato ácido (HCO_3^-) — $(Mg^{2+})(HCO_3^-)_2$, $Mg(HCO_3)_2$; $+2 + 2(-1) = 0$

11. calcio (Ca^{2+}) y permanganato (MnO_4^-) — $(Ca^{2+})(MnO_4^-)_2$, $Ca(MnO_4)_2$; $+2 + 2(-1) = 0$

12. potasio (K^+) y dicromato ($Cr_2O_7^{2-}$) — $(K^+)_2(Cr_2O_7^{2-})$, $K_2Cr_2O_7$; $2(+1) + (-2) = 0$

13. aluminio (Al^{3+}) y oxalato ($C_2O_4^{2-}$) — $(Al^{3+})_2(C_2O_4^{2-})_3$, $Al_2(C_2O_4)_3$; $2(+3) + 3(-2) = 0$

Ahora debe empezar a memorizar los nombres y las fórmulas de la tablas 6.1, 6.2, y 6.5, ya que los necesitará en el próximo capítulo cuando analicemos la nomenclatura de los compuestos.

Ejercicio de estudio 6.8

Escriba la fórmula correcta para los compuestos formados por la combinación de los siguientes iones:

a. potasio (K^+) y sulfuro (S^{2-}) — (K_2S)

b. bario (Ba^{2+}) y yoduro (I^-) — (BaI_2)

c. aluminio (Al^{3+}) y sulfato (SO_4^{2-}) — [$Al_2(SO_4)_3$]

d. plomo(II) (Pb^{2+}) y fosfato (PO_4^{3-}) — [$Pb_3(PO_4)_2$]

Resuelva los problemas 15 y 16.

6.10 Uso de la tabla periódica para predecir números de oxidación, propiedades, fórmulas y tipos de enlace en los compuestos

La tabla periódica puede ser de gran utilidad para que usted aprenda la carga iónica de los cationes (tabla 6.1) y de los aniones (tabla 6.2). También puede serle útil para predecir las propiedades, la fórmula y los tipos de enlace en los compuestos.

Números de oxidación

En general, *el número romano* representa el *máximo número de oxidación positivo* que tienen los elementos que pertenecen al grupo.* Por ejemplo, el aluminio se encuentra en el grupo IIIA (13) y por tanto tiene un número de oxidación o carga iónica +3 (véase la tabla 6.1). En los no metales, el número romano representa el máximo número de oxidación positivo. Para los no metales también podemos calcular el *número de oxidación negativo restando 8* unidades al número romano del grupo. Por ejemplo, el cloro que está en el grupo VIIA (17) tiene un número de oxidación positivo máximo de +7 (grupo VII) en el $KClO_4$ y un número de oxidación negativo de −1 (VII − 8 = −1) en el KCl. Véase en la tabla 6.2 la carga iónica del ion cloruro. El azufre, que está en el grupo VIA (16), tiene un número de oxidación positivo máximo de +6 (grupo VI) en el H_2SO_4, y en el H_2S tiene un número de oxidación negativo de −2 (VI − 8 = −2). Revise la sección 6.3 si necesita recordar el cálculo de los números de oxidación de los elementos.

También podemos predecir la fórmula de algunos compuestos que contienen dos elementos diferentes (*compuestos binarios*) utilizando los números de oxidación máximos, el positivo y el negativo. Cuando el bario y el yodo forman un compuesto binario, la fórmula es BaI_2. El bario se encuentra en el grupo IIA (2) y tiene un número de oxidación o carga iónica de +2, mientras que el yodo está en el grupo VIIA (17) y −1 es su número de oxidación negativo o carga iónica (VII − 8 = −1). La fórmula correcta (véase la sección 6.9) es $(Ba^{2+})(I^-)_2$, es decir, BaI_2. Esta manera de predecir las fórmulas se aplica principalmente a los elementos del grupo A. Utilizando la tabla periódica podemos determinar el número de oxidación positivo o la carga iónica de algunos de los cationes que se encuentran en la tabla 6.1 y también podemos determinar el número de oxidación negativo o carga iónica de todos los aniones que se encuentran en la tabla 6.2.

Ejercicio de estudio 6.9

Utilizando la tabla periódica, indique el número de oxidación positivo máximo para cada uno de los siguientes elementos. En los elementos que sean no metales, indique el número de oxidación positivo máximo y el número de oxidación negativo. (Si no conoce el símbolo de algún elemento, puede buscarlo en la parte interior de la portada de este libro).

a. calcio (+2) **b.** fósforo (+5, −3)
c. rubidio (+1) **d.** telurio (+6, −2)

Ejercicio de estudio 6.10

Utilizando la tabla periódica, determine el número de oxidación y posteriormente prediga la fórmula de los compuestos binarios que se forman al combinarse los elementos que se mencionan a continuación. (Si no conoce el símbolo de algún elemento, puede buscarlo en la parte interior de la portada de este libro).

a. calcio y bromo ($CaBr_2$)
b. calcio y nitrógeno (Ca_3N_2)
c. indio y fósforo (InP)
d. indio y selenio (In_2Se_3)

Resuelva los problemas 17 y 18.

Ahora podemos utilizar las características generales que señalamos en la sección 5.3 para predecir las propiedades de los elementos, la fórmula y el tipo de enlace de los compuestos.

* El número de oxidación positivo máximo no siempre es el más común. En todos los casos, el número de oxidación también es la carga iónica del ion monoatómico.

Propiedades

Vamos a considerar como ejemplo la siguiente lista de radios atómicos de los elementos que se encuentran en el grupo VIA (16). ¿Podemos calcular el radio del cuarto elemento del grupo, el telurio (Te)?

ELEMENTO	RADIO (pm)[a]
O	74
S	104
Se	117
Te	?

[a] Para revisar la unidad picómetro véase la sección 2.2.

Los radios se incrementan debido a que se añade un nivel principal de energía adicional cada vez que avanzamos hacia un elemento inferior en el grupo. Por lo tanto, esperaríamos que el radio del telurio fuera más grande que el del selenio (Se). Podemos predecir su valor tomando la diferencia entre los radios del azufre y el selenio y sumando este resultado al radio del selenio. Entonces, el radio del telurio sería igual a 130 pm [117 + (117 − 104)]. Se ha encontrado que su valor es de 137 pm.

Podemos aplicar con una confiabilidad razonable este procedimiento general para predecir muchas de las propiedades de los elementos. Veamos cuál es la energía de ionización de los primeros tres elementos del grupo VIIA (17), para saber si podemos predecir la energía de ionización del cuarto elemento del grupo, el yodo (I).

ELEMENTO	PRIMERA ENERGÍA DE IONIZACIÓN (kJ/mol)
F	1681
Cl	1251
Br	1140
I	?

A medida que descendemos en el grupo, la energía de ionización disminuye y por ello esperaríamos que la energía de ionización del I fuera menor que la del Br. Esta generalización se aplica a todos los elementos del grupo A. Esto tiene sentido porque cada vez que descendemos en un grupo de la tabla periódica estamos añadiendo un nuevo nivel principal de energía. Los electrones que ocupan este nuevo nivel se encuentran más lejos del núcleo y por tanto su unión es menos estrecha. Podemos calcular la energía de ionización para el I tomando la diferencia entre la energía de ionización del Cl y la del Br y restando esta cantidad al valor del Br. Por consiguiente, podemos predecir que la energía de ionización del yodo (I) sería de 1029 kJ/mol [1140 − (1251 − 1140)]. Se ha determinado experimentalmente que esta energía es de 1013 kJ/mol.

Ejercicio de estudio 6.11

Calcule el valor faltante para lo siguiente:

ELEMENTO	PUNTO DE EBULLICIÓN (°C, 1 atm)
He	−269
Ne	−246
Ar	−186
Kr	−152
Xe	−107
Rn	?

(−62°C, −62°C real)

Resuelva el problema 19.

Fórmulas

En la sección 5.3 mencionamos que en razón de que las configuraciones electrónicas de todos los elementos que están en un grupo son similares, las fórmulas de los compuestos de estos elementos también son similares. Veamos algunos ejemplos:

- ✔ La fórmula del bromuro de calcio es $CaBr_2$, el radio se encuentra en el mismo grupo (IIA, 2) que el calcio. La fórmula para el bromuro de radio (Ra) es $RaBr_2$.
- ✔ La fórmula del agua es H_2O. El telurio se encuentra en el mismo grupo (VIA, 16), que el oxígeno. La fórmula para el telurio (*Te*) de hidrógeno es H_2Te.
- ✔ La fórmula del sulfato de magnesio, es $MgSO_4$. El estroncio pertenece al grupo (IIA, 2) en donde está el magnesio, y el selenio se encuentra en el mismo grupo (VIA, 16) que el azufre. La fórmula para el seleniato de estroncio (*Sr* es estroncio y **Se** es selenio) es: $Sr\mathbf{Se}O_4$.

Ejercicio de estudio 6.12

Los siguientes son ejemplos de compuestos y sus fórmulas:

cloruro de calcio, $CaCl_2$
clorato de calcio, $Ca(ClO_3)_2$

Utilice la tabla periódica para escribir la fórmula de los siguientes compuestos. Si no conoce el símbolo de algún elemento, puede buscarlo en la parte interior de la portada de este texto. (*Sugerencia*: Observe la terminación de cada nombre de compuesto).

a. clorato de magnesio [$Mg(ClO_3)_2$]
b. cloruro de bario ($BaCl_2$)
c. yoduro de radio (RaI_2)
d. yodato de radio [$Ra(IO_3)_2$]

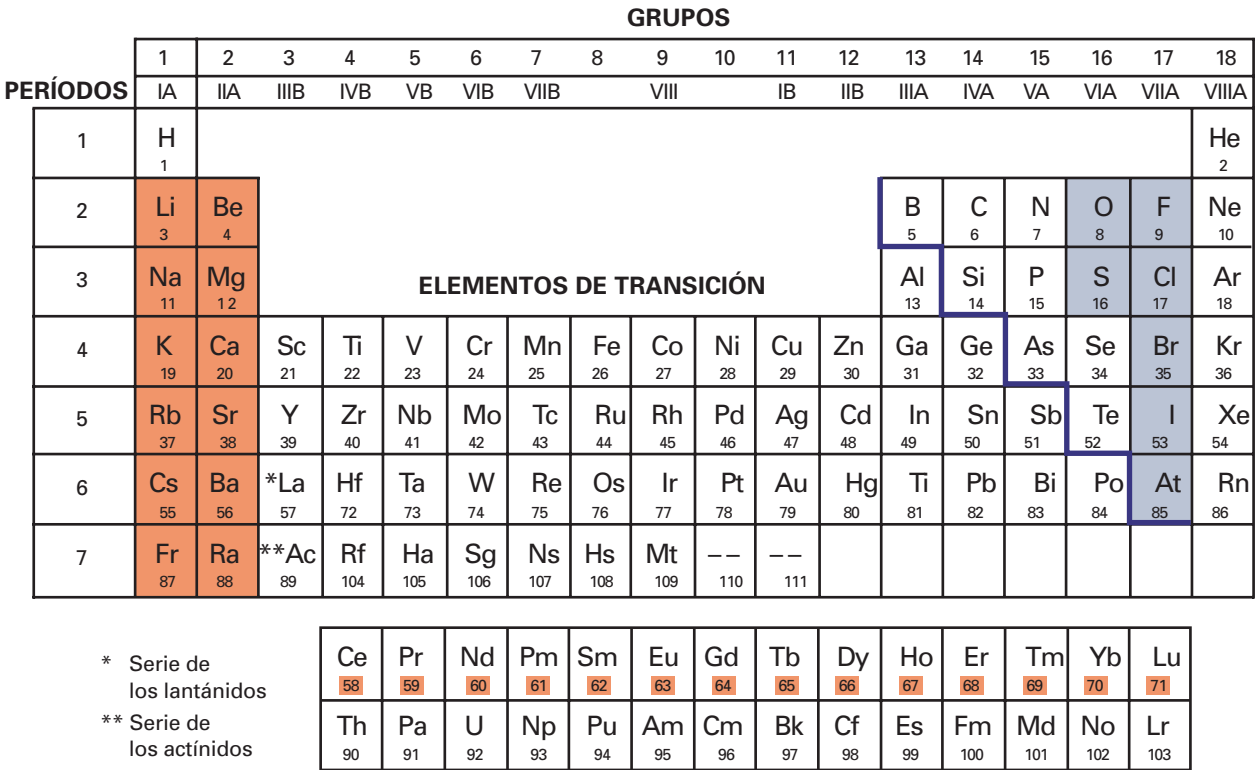
Resuelva el problema 20.

Tipo de enlace —iónico o covalente

Compuestos binarios Al principio de este capítulo (sección 6.4) establecimos que el término "molécula" está reservado para compuestos cuyos enlaces son principalmente covalentes y que el término "unidad fórmula" se utiliza para compuestos cuyos enlaces son iónicos. En los compuestos formados por dos elementos *diferentes* (**compuestos binarios**), mientras mayor sea la *diferencia* en la electronegatividad de los elementos, mayor será el carácter iónico del compuesto. Los halógenos (grupo VIIA, 17) son un grupo de elementos con un alto grado de electronegatividad. Por esto, si los halógenos sólo se combinan con elementos cuyas electronegatividades son relativamente bajas, se formará un compuesto iónico. Por el contrario, los metales alcalinos [grupo IA (1) *excepto* el hidrógeno] y los metales alcalinotérreos [grupo IIA (2)] tienen baja electronegatividad. Por consiguiente, podemos generalizar diciendo que si los compuestos binarios están formados por elementos del *grupo IA* (1, excepto hidrógeno) o del *grupo IIA* (2), combinados con elementos del *grupo VIIA* (17) o del *grupo VIA* (16, sólo el *oxígeno* y el *azufre*), son compuestos iónicos. Ya que el flúor y el oxígeno tienen electronegatividad elevada, cualquier compuesto que se forme con *flúor* u *oxígeno* y un *metal* también se clasificará como un compuesto iónico. Por tanto, la unidad más pequeña de estos compuestos iónicos es una *unidad fórmula*. La figura 6.21 resume estas generalizaciones. Veamos algunos ejemplos:

Compuestos binarios
Compuestos que contienen dos elementos diferentes.

- ✔ El cloruro de estroncio ($SrCl_2$) es un compuesto iónico, porque el estroncio está en el grupo IIA (2) y el cloro pertenece al grupo VIIA (17).
- ✔ El óxido de potasio (K_2O) es un compuesto iónico porque el potasio se encuentra en el grupo IA (1) y el oxígeno en el grupo VIA (16) y también debido a que un compuesto formado por un *metal* y *oxígeno* se considera iónico.



PERÍODOS	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9 VIII	10	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1	H 1																	He 2
2	Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
3	Na 11	Mg 12											Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
4	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
5	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
6	Cs 55	Ba 56	*La 57	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Ti 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86
7	Fr 87	Ra 88	**Ac 89	Rf 104	Ha 105	Sg 106	Ns 107	Hs 108	Mt 109	-- 110	-- 111							

*	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71
**	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	Lr 103

FIGURA 6.21 (a)
Los compuestos binarios con carácter *iónico* se forman de dos maneras: **(a)** a partir de los elementos del grupo VIIA (17, ■) o del grupo VIA (16, ■ sólo el oxígeno y el azufre) con los elementos del grupo IA (1, ■ excepto el hidrógeno) o del grupo IIA (2, ■); o **(b)** a partir de cualquier metal (■) con flúor (■) u oxígeno (■).

✔ El fluoruro de hierro(III) (FeF_3) es un compuesto iónico porque cualquier compuesto que se forma con un *metal* y *flúor* se considera iónico.

Las demás combinaciones en los compuestos binarios se consideran covalentes, por tanto se les menciona como *moléculas*. Algunos ejemplos son el dióxido de carbono (CO_2; el carbono es un no metal), el dióxido de azufre (SO_2; el azufre es un no metal), el agua (H_2O) y el metano (CH_4). Todos los enunciados generales tienen excepciones, pero para sus estudios posteriores sobre las propiedades de los compuestos le ayudará saber que un compuesto binario se considera iónico si está formado por elementos de ciertos grupos de la tabla periódica.

Compuestos ternarios Los enunciados generales los utilizamos sólo para predecir el tipo de enlace en los compuestos *binarios*. Ahora vamos a analizar los **compuestos ternarios**, que contienen tres elementos diferentes, y los compuestos superiores. Estos compuestos incluyen los iones poliatómicos. En general, cuando se combina *cualquier elemento* (el *hidrógeno* es la única excepción) con cualquier *ion poliatómico*, para formar un compuesto

Compuestos ternarios
Compuestos que contienen tres elementos diferentes.

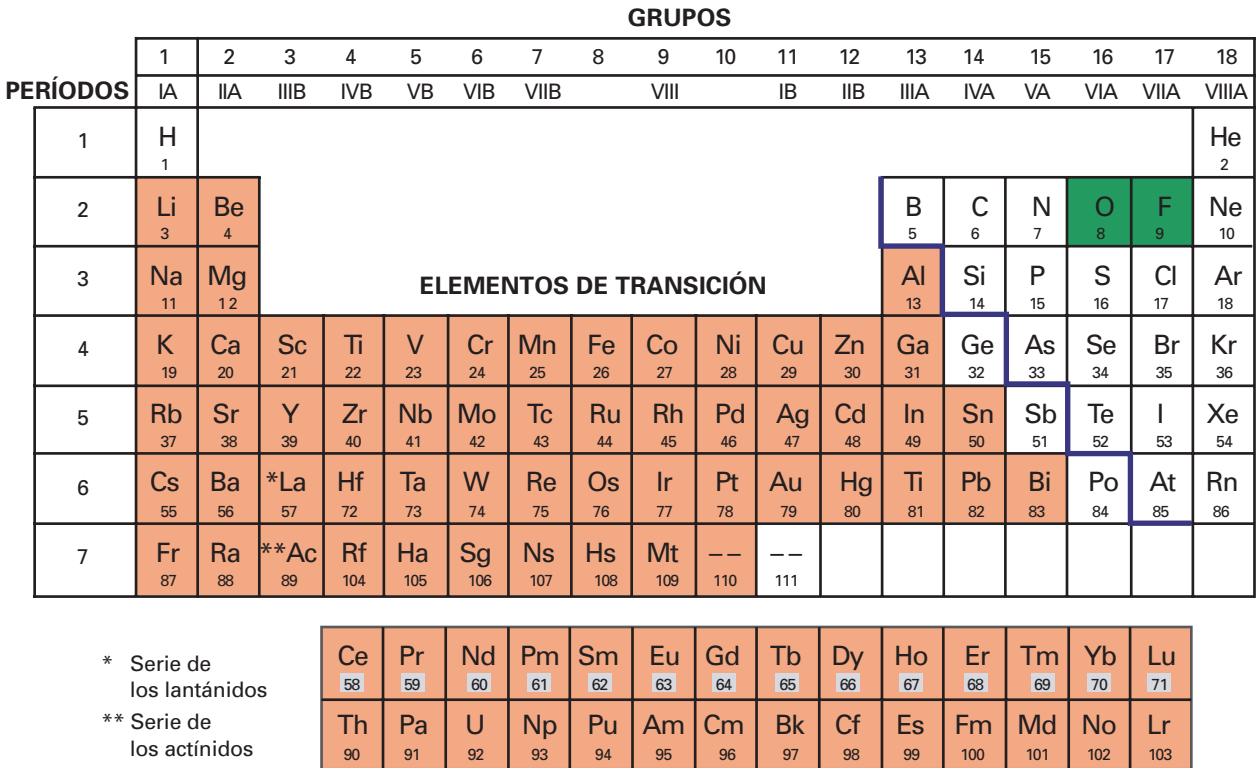


FIGURA 6.21 (b)

ternario o superior, el resultado es un *compuesto iónico* porque el ion poliatómico puede reacomodar con facilidad su carga iónica positiva o negativa sobre cualquiera de sus átomos; veamos algunos ejemplos:

- ✔ El sulfato de sodio (Na_2SO_4) es un compuesto iónico porque el sulfato (SO_4^{2-}) es un ion poliatómico.
- ✔ El nitrato de plata ($AgNO_3$) es un compuesto iónico, porque el nitrato (NO_3^-) es un ion poliatómico.
- ✔ El clorato de amonio (NH_4ClO_3) es un compuesto iónico ya que el amonio (NH_4^+) y el clorato (ClO_3^-) son iones poliatómicos.

Ejercicio de estudio 6.13

Utilice la tabla periódica para clasificar los siguientes compuestos como iónicos o covalentes:

a. CsCl (iónico) **b.** SO_2 (covalente)
c. SrI_2 (iónico) **d.** CrF_3 (iónico)
e. Ag_2O (iónico) **f.** $Ca(MnO_4)_2$ (iónico)

Resuelva el problema 21.

Tómese tiempo para estudiar la tabla periódica que se muestra en la figura 6.22. Esta figura resume una gran cantidad del material que se encuentra en este capítulo.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

	metales alcalinos	metales alcalinotérreos															haló-genos	gases nobles
no. ox. positivo máximo	1^+	2^+	3^+	4^+	5^+	6^+	7^+	8^+			1^{+a}	2^+	3^+	4^+	5^+	6^+	7^+	
no. ox. negativo máximo	–	–	–	–	–	–	–	–			–	–	–	–	3^-	2^-	1^-	–
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
PERIODOS	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIII			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	1.008 H 1 hidrógeno							GRUPOS										4.003 He 2 helio
2	6.941 Li 3 litio	9.012 Be 4 berilio											10.811 B 5 boro	12.011 C 6 carbono	14.007 N 7 nitrógeno	15.999 O 8 oxígeno	18.998 F 9 flúor	20.179 Ne 10 neón
3	22.990 Na 11 sodio	24.305 Mg 12 magnesio				ELEMENTOS DE TRANSICIÓN							26.982 Al 13 aluminio	28.0855 Si 14 silicio	30.9738 P 15 fosforo	32.06 S 16 azufre	35.45 Cl 17 cloro	39.948 Ar 18 argón
4	39.0983 K 19 potasio	40.08 Ca 20 calcio	44.956 Sc 21 escandio	47.90 Ti 22 titanio	50.9415 V 23 vanadio	51.996 Cr 24 cromo	54.938 Mn 25 manganeso	55.847 Fe 26 hierro	58.933 Co 27 cobalto	58.71 Ni 28 niquel	63.546 Cu 29 cobre	65.37 Zn 30 zinc	69.72 Ga 31 galio	72.59 Ge 32 germanio	74.922 As 33 arsénico	78.96 Se 34 selenio	79.904 Br 35 bromo	83.80 Kr 36 cripton
5	85.468 Rb 37 rubidio	87.62 Sr 38 estroncio	88.906 Y 39 itrio	91.22 Zr 40 zirconio	92.9064 Nb 41 niobio	95.94 Mo 42 molibdeno	98.906 Tc 43 tecnecio	101.07 Ru 44 rutenio	102.906 Rh 45 rodio	106.4 Pd 46 paladio	107.868 Ag 47 plata	112.41 Cd 48 cadmio	114.82 In 49 indio	118.69 Sn 50 estaño	121.75 Sb 51 antimonio	127.60 Te 52 telurio	126.90 I 53 yodo	131.30 Xe 54 xenon
6	32.906 Cs 55 cesio	137.33 Ba 56 bario	38.906 *La 57 lantano	178.49 Hf 72 hafnio	180.948 Ta 73 tantalio	183.85 W 74 tungsteno	186.2 Re 75 renio	190.2 Os 76 osmio	192.22 Ir 77 indio	195.09 Pt 78 platino	196.967 Au 79 oro	200.59 Hg 80 mercurio	204.37 Ti 81 talio	207.2 Pb 82 plomo	208.981 Bi 83 bismuto	(209) Po 84 polonio	(210) At 85 astatino	(222) Rn 86 radón
7	(223) Fr 87 francio	226.025 Ra 88 radio	(227) **Ac 89 actinio	(261) Rf 104 rutherfordio	(262) Ha 105 hahnio	(263) Sg 106 seaborgio	(262) Ns 107 norisbohrio	(261) Hs 108 hassio	(266) Mt 109 meitnerio	(269) – – 110 – –	(272) – – 111 – –							

* Serie de los lantánidos

** Serie de los actínidos

140.12 Ce 58 cerio	140.908 Pr 59 praseodimio	144.24 Nd 60 neodimio	(145) Pm 61 prometio	150.4 Sm 62 samario	151.96 Eu 63 europio	157.25 Gd 64 gadolinio	158.925 Tb 65 terbio	162.50 Dy 66 disprosio	164.930 Ho 67 holmio	167.26 Er 68 erbio	168.934 Tm 69 tulio	173.04 Yb 70 y terbio	174.967 Lu 71 lutecio
232.038 Th 90 torio	231.031 Pa 91 protactinio	238.029 U 92 uranio	237.048 Np 93 neptuno	(244) Pu 94 plutonio	(243) Am 95 amencio	(247) Cm 96 curio	(247) Bk 97 berkelio	(251) Cf 98 californio	(254) Es 99 einstenio	(257) Fm 100 fermio	(256) Md 101 mendalevic	(255) No 102 nobulio	(257) Lr 103 laurencio

metales | metaloides | no metales | gases nobles

Los números que estan abajo de los símbolos de los elementos son los números atómicos. Las masas atómicas, que estan arriba del símbolo de cada elemento, están dadas con base en la masa atómica relativa del ^{12}C = exactamente 12, el () indica el número de masa del isótopo de más larga vida media.

1.008 ← masa atómica
H ← símbolo
1 ← número atómico
hidrógeno ← nombre

[a] Ciertos elementos que pertenecen al grupo IB también tienen números de oxidación de 2^+ y 3^+.

FIGURA 6.22
Tabla periódica en donde se resume la mayor parte de las generalidades que se mencionaron en este capítulo y en los anteriores.

LA QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA

La luz solar, energía para la Tierra

La luz (*radiación electromagnética*) del Sol es la fuente primaria de toda la energía sobre la Tierra. Las plantas absorben la luz solar y la convierten en sustancias químicas de alta energía como son los azúcares, los almidones y los aceites. Los animales se alimentan de estas plantas y desdoblan estas sustancias para liberar la energía que necesitan para vivir. De la misma manera, los seres humanos utilizan combustibles fósiles (gas natural, petróleo y gasolina) que se obtienen de la descomposición de plantas y animales antiguos, para abastecerse de energía en forma de calor, electricidad y locomoción.

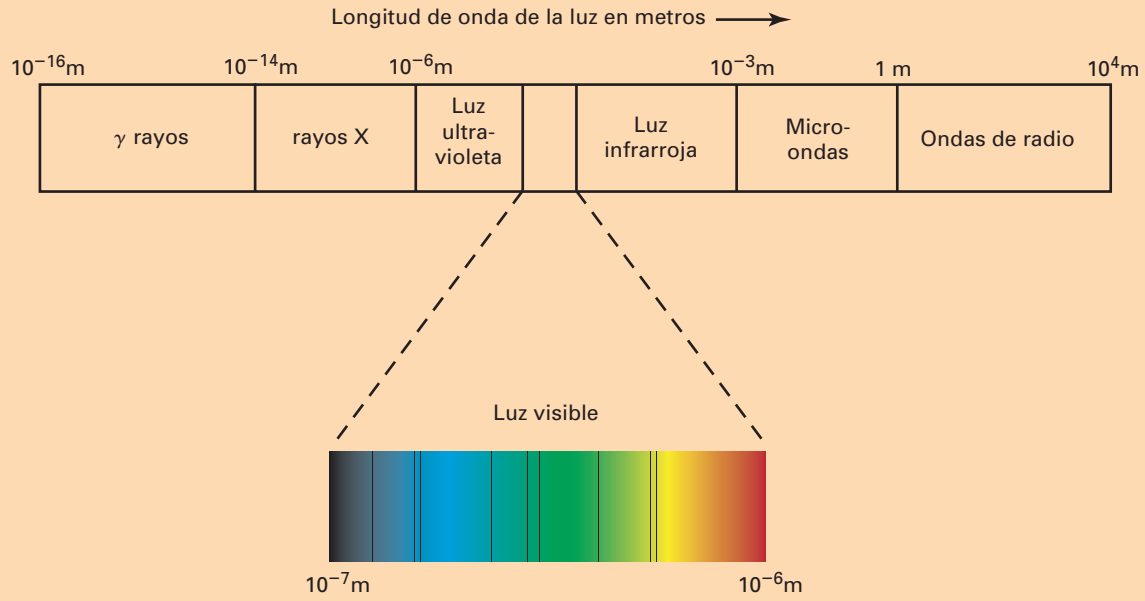
Para comprender la química de la atmósfera es necesario que usted conozca algo sobre la energía luminosa que viene del Sol.

Hay diferentes clases de luz, dependiendo de la *longitud de onda* de la luz, como se ve en la figura. La luz de longitud de onda corta incluye los rayos X y la luz ultravioleta (la luz que broncea su piel ¡y provoca quemaduras!). La luz de longitud de onda larga incluye las ondas de radio y televisión y la luz infrarroja, como la que se obtiene de una lámpara de calor. Las ondas de luz, tanto de la longitud de onda corta como la de longitud de onda larga, son invisibles para el ojo humano. Entre estos tipos de luz se encuentran las ondas de longitud de onda media, que incluyen la región de luz visible (rojo, anaranjado, amarillo, verde, azul, índigo y violeta). La luz de longitud de onda corta posee una cantidad de energía mayor que la luz de longitud de onda larga. En consecuencia, una dosis elevada de rayos X (longitud de onda corta, alta energía) puede ser peligrosa para los humanos y otros animales, mientras que las ondas de radio y televisión (longitud de onda larga, baja energía) son relativamente inofensivas (excepto por supuesto, por la apatía mental y la mala condición física).

Las moléculas y los iones pueden absorber energía luminosa. Sin embargo, un tipo particular de materia no absorbe cualquier clase de energía luminosa sino *sólo longitudes de onda seleccionadas de la luz*. La naturaleza de los átomos y la manera en que se combinan entre sí en la materia determinan las longitudes de onda que absorben. De esta manera, por ejemplo, el gas dióxido de carbono (CO_2) absorbe muy bien ciertas longitudes de la luz infrarroja, pero no absorbe la luz visible. Por otro lado, el oxígeno y el nitrógeno sólo absorben ciertas longitudes de onda de la luz ultravioleta.

La materia también puede emitir energía luminosa. La longitud de

La energía en forma de luz solar hace posible la vida sobre la Tierra.



Espectro de radiación (luz) electromagnética.

onda de la energía luminosa emitida depende de la temperatura del material. Las moléculas o los iones a temperaturas normales —y la misma Tierra— emiten gran parte de esta energía luminosa en la región de longitud de onda que corresponde al infrarrojo. Sin embargo, los cuerpos más calientes, como el Sol, emiten luz que contiene proporción mayor de luz de longitud de onda corta como la luz ultravioleta y la visible.

Como podrá ver en el ensayo del capítulo 11, la reemisión que realiza la Tierra de la luz que viene del Sol determina el nivel de temperatura global de nuestro planeta. Con la siguiente tabla usted podrá comparar las temperaturas aproximadas de los planetas de nuestro sistema solar. Es evidente que la Tierra es el único planeta con una temperatura promedio "razonable" desde el punto de vista del ser humano.

Temperatura promedio aproximada de los planetas

Sol o planeta	Temperatura o nivel de temperatura (K)	Comentario
Sol	2×10^7	¡No hay probabilidad de que aquí exista vida!
Mercurio	700 (lado frente al Sol)	El lado alejado del Sol no es mejor a 110 K.
Venus	730	A estas temperaturas muchas moléculas se destruyen.
Tierra	259-300	Si lo comparamos, nuestro planeta parece confortable.
Marte	150-250	El hielo seco (CO_2 sólido) estaría bien aquí.
Júpiter	110-150	El gas natural se podría licuar en algunas partes de Júpiter.
Saturno	92	El oxígeno se licua aproximadamente a esta temperatura.
Urano	58	Temperatura inferior a la del nitrógeno *sólido*.
Neptuno	56	El gas oxígeno se solidifica cerca de esta temperatura.
Plutón	40	¡Abríguese!

Resumen

Los enlaces químicos son las fuerzas que mantienen unidos a los átomos para formar los compuestos (sección 6.1). La formación de estos enlaces depende en parte de la *energía de ionización* de un elemento —la cantidad de energía necesaria para desalojar del elemento el electrón más débilmente ligado de un átomo para obtener un *catión*— y la *afinidad electrónica* de un elemento— la cantidad de energía liberada cuando un átomo del elemento se combina con un electrón para dar un anión (sección 6.2).

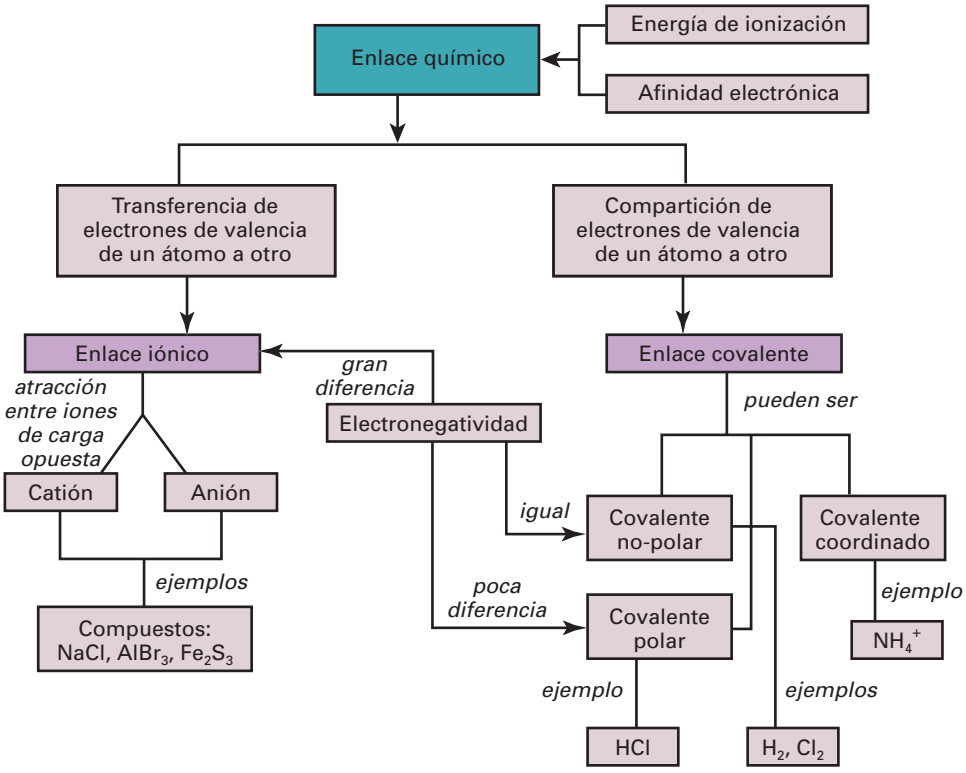
El *número de oxidación* es una asignación arbitraria basada en ciertas reglas que nos proporciona un método de "contabilidad" electrónica. Se utilizan las reglas para calcular los números de oxidación de los elementos en los compuestos y los iones poliatómicos (sección 6.3).

Existen dos tipos generales de enlaces químicos, los *enlaces iónicos y los enlaces covalentes*. Los enlaces iónicos se forman por la *transferencia* de electrones de un átomo a otro para producir iones con carga que se atraen entre sí de acuerdo con la ley de la electrostática (sección 6.4). Los enlaces covalentes se forman cuando se comparten electrones entre los átomos y por la atracción resultante de los electrones compartidos entre los dos núcleos. La forma desigual con que los átomos comparten electrones debido a las diferencias en las electronegatividades produce los *enlaces polares* (sección 6.5). Los enlaces covalentes coordinados son enlaces covalentes en los que un átomo aporta ambos electrones para el par de electrones compartido entre los dos átomos (sección 6.6).

Las estructuras de Lewis y las fórmulas estructurales que representan las moléculas y los iones poliatómicos se obtienen aplicando la regla del octeto y la regla de los dos (sección 6.7). Podemos determinar las formas de las moléculas y los iones poliatómicos a partir de los electrones de valencia que se encuentran alrededor del átomo central (sección 6.8). Podemos escribir las fórmulas de los compuestos si conocemos las cargas de los diferentes cationes metálicos (tabla 6.1), de los aniones no metálicos (tabla 6.2), y de los iones poliatómicos (tabla 6.5). Para un compuesto solamente podemos escribir una sola fórmula (sección 6.9).

Podemos utilizar la tabla periódica para predecir los números de oxidación, las propiedades, las fórmulas y los tipos de enlaces de los compuestos (sección 6.10).

Diagrama temático



Ejercicios

1. Defina o explique los siguientes términos (el número entre paréntesis se refiere a la sección del texto donde se menciona el término):

a. enlace químico (6.1)
b. regla del octeto (6.1)
c. regla de los dos (6.1)
d. energía de ionización (6.2)
e. catión (6.2)
f. afinidad electrónica (6.2)
g. anión (6.2)
h. número de oxidación (6.3)
i. carga iónica (6.3)
j. enlace iónico (6.4)
k. unidad fórmula (6.4)
l. enlace covalente (6.5)
m. molécula diatómica (6.5)
n. longitud de enlace (6.5)
o. electronegatividad (6.5)
p. ley de Coulomb (6.5)
q. enlace polar (6.5)
r. enlace covalente coordinado (6.6)
s. estructura de Lewis (6.7)
t. fórmula estructural (6.7)
u. ángulo de enlace (6.7)
v. doble enlace (6.7)
w. triple enlace (6.7)
x. ion poliatómico (6.7)
y. compuestos binarios (6.9)
z. compuestos ternarios (6.9)

2. Diga cuál es la diferencia entre:

a. cationes y aniones

b. enlace iónico y enlace covalente

c. unidad fórmula y molécula

d. par de electrones sin compartir y un electrón sin aparear

e. forma equitativa y forma desigual de compartir los electrones en un enlace covalente

3. Explique el significado de los siguientes símbolos:

a. —con respecto a un enlace

b. 2+ en E^{2+}

c. ·· en —$\underset{\vert}{\ddot{E}}$—

Problemas

Números de oxidación (véase la sección 6.3)

4. Calcule el número de oxidación del elemento que se indica en cada uno de los siguientes compuestos o iones:

a. Br en HBrO

b. I en HIO_3

c. N en HNO_2

d. S en H_2S

e. S en HSO_3^-

f. Bi en BiO_3^-

g. S en SO_4^{2-}

h. As en AsO_4^{3-}

i. I en IO_2^-

j. P en $P_2O_7^{4-}$

5. Calcule el número de oxidación del elemento que se indica en cada uno de los siguientes compuestos o iones:

a. Cl en $HClO_4$

b. Cl en HClO

c. P en H_3PO_4

d. B en $H_2B_4O_7$

e. Mn en MnO_4^-

f. Sb en SbO_3^{3-}

g. Mn en MnO_4^{2-}

h. Cr en CrO_4^{2-}

i. Cl en ClO^-

j. Ti en TiO_5^{4-}

Enlace iónico (véase la sección 6.4)

6. Dibuje el diagrama de la estructura iónica de los siguientes iones; indique la cantidad de protones y de neutrones que hay en el núcleo y acomode los electrones en los niveles principales de energía.

a. $^{1}_{1}H^+$ **b.** $^{9}_{4}Be^{2+}$ **c.** $^{24}_{12}Mg^{2+}$ **d.** $^{23}_{11}Na^+$ **e.** $^{27}_{13}Al^{3+}$

f. $^{19}_{9}F^-$ **g.** $^{16}_{8}O^{2-}$ **h.** $^{32}_{16}S^{2-}$ **i.** $^{14}_{7}N^{3-}$ **j.** $^{31}_{15}P^{3-}$

7. Escriba la configuración electrónica en *subniveles* para los siguientes iones:

a. $^{7}_{3}Li^{+}$ **b.** $^{9}_{4}Be^{2+}$ **c.** $^{23}_{11}Na^{+}$ **d.** $^{24}_{12}Mg^{2+}$ **e.** $^{40}_{20}Ca^{2+}$

f. $^{14}_{7}N^{3-}$ **g.** $^{35}_{17}Cl^{-}$ **h.** $^{16}_{8}O^{2-}$ **i.** $^{32}_{16}S^{2-}$ **j.** $^{81}_{35}Br^{-}$

8. El radio del átomo Mg es de $1\overline{60}$ pm, y el del Mg^{2+} es de 65 pm. Explique este cambio en el tamaño.

9. El radio del átomo de O es de 66 pm, y el de O^{2-} es de $1\overline{40}$ pm. Explique este cambio en el tamaño.

Enlace covalente (véase la sección 6.5)

10. Cuando los átomos de Cl se unen para formar moléculas de cloro (Cl_2), se liberan 3.42×10^3 J de energía por cada 1.00 g de cloro gaseoso que se forma. ¿Cuántos joules de energía se necesitan para romper los enlaces Cl—Cl que hay en 1.00 g de cloro gaseoso y dejar los átomos libres?

11. En las siguientes moléculas con enlace covalente, coloque la letra δ^+ arriba de los átomos relativamente positivos y una letra δ^- sobre los que son relativamente negativos (véase la figura 6.11):

a. HF **b.** HCl **c.** H_2O **d.** BrCl **e.** BCl_3

f. $SiCl_4$ **g.** PCl_5 **h.** NH_3 **i.** OF_2 **j.** Cl_2O

Estructuras de Lewis y fórmulas estructurales de las moléculas más complejas y de los iones poliatómicos (véase la sección 6.7)

12. Escriba la estructura de Lewis y la fórmula estructural para las siguientes moléculas o iones poliatómicos. (Puede utilizar la tabla periódica).

a. HCl **b.** H_2S **c.** CCl_4 **d.** CS_2 **e.** N_2

f. C_2H_4 **g.** C_2H_2 **h.** SH^- **i.** CN^- **j.** SO_3^{2-}

13. Escriba la estructura de Lewis y la fórmula estructural para las siguientes moléculas o iones poliatómicos. (Puede utilizar la tabla periódica).

a. F_2 **b.** PCl_3 **c.** $CHCl_3$ **d.** Cl_2O

e. Cl_2 **f.** H_2SO_3 **g.** H_2CO_3 **h.** HNO_3

i. PO_4^{3-} **j.** $P_2O_7^{4-}$ (Sugerencia: $[O_3—P—O—P—O_3]^{4-}$)

Formas de las moléculas y de los iones poliatómicos (véase la sección 6.8)

14. Determine la forma (lineal, planta trigonal, tetraédrica, angular o piramidal) y el ángulo de enlace aproximado de las siguientes moléculas o iones poliatómicos. (Puede utilizar la tabla periódica).

a. HCN (*Sugerencia*: véase el Ejemplo 6.5)

b. SO_4^{2-} (*Sugerencia*: véase el Ejemplo 6.8)

c. NO_3^- (*Sugerencia*: véase el Ejemplo 6.9)

d. PCl_3

Escritura de fórmulas (véase la sección 6.9)

15. Escriba la fórmula correcta de los compuestos que se forman cuando se combinan los siguientes iones:

a. sodio (Na^+) y cloruro (Cl^-)

b. mercurio(II) (Hg^{2+}) y yoduro (I^-)

c. magnesio (Mg^{2+}) y nitruro (N^{3-})

d. hierro(III) (Fe^{3+}) y cloruro (Cl^-)

e. cadmio (Cd^{2+}) y óxido (O^{2-})

f. calcio (Ca^{2+}) y fosfuro (P^{3-})

g. litio (Li^+) e hidruro (H^-)

h. bario (Ba^{2+}) y nitrato (NO_3^-)

i. aluminio (Al^{3+}) y perclorato (ClO_4^-)

j. bario (Ba^{2+}) y fosfato (PO_4^{3-})

16. Escriba la fórmula correcta de los compuestos que se forman cuando se combinan los siguientes iones:

a. plata (Ag^+) y cloruro (Cl^-)

b. estroncio (Sr^{2+}) y óxido (O^{2-})

c. cobre(II) (Cu^{2+}) y bromuro (Br^-)

d. estaño(II) (Sn^{2+}) y sulfito ácido (HSO_3^-)

e. zinc (Zn^{2+}) y bicarbonato (HCO_3^-)

f. hierro(III) (Fe^{3+}) y carbonato (CO_3^{2-})

g. hierro(II) (Fe^{2+}) y fosfato (PO_4^{3-})

h. aluminio (Al^{3+}) y fosfato (PO_4^{3-})

i. mercurio (I)(Hg_2^{2+}) y cianuro (CN^-)

j. amonio (NH_4^+) y dicromato ($Cr_2O_7^{2-}$)

Uso de la tabla periódica, predicción de los números de oxidación (véase la sección 6.10)

17. Utilice la tabla periódica para indicar el número de oxidación positivo máximo de cada uno de los siguientes elementos. En los elementos que sean no metales, indique los números de oxidación máximos, el positivo y el negativo. (Si no sabe el símbolo de algún elemento, puede buscarlo en la parte interior de la portada de este libro).

a. bario

b. cesio

c. azufre

d. yodo

e. aluminio

f. selenio

g. astatino

h. nitrógeno

i. galio

j. osmio

18. Utilice la tabla periódica para determinar los números de oxidación y, posteriormente, prediga la fórmula de los compuestos binarios que se forman al combinarse los elementos que a continuación se mencionan. (Si no sabe el símbolo de algún elemento, puede buscarlo en la parte interior de la portada de este libro).

a. bario y oxígeno

b. cesio y fósforo

c. sodio y nitrógeno

d. estroncio y selenio

e. indio y oxígeno

f. magnesio y arsénico

g. aluminio y azufre

h. galio y selenio

i. talio y azufre

j. sodio y telurio

Uso de la tabla periódica, predicción de las propiedades (véase la sección 6.10)

19. Estime el valor que falta en las siguientes series de propiedades:

a.

Elemento	*Radio (pm)*
K	202
Rb	216
Cs	?

b.

Elemento	*Densidad (g/mL)*
Ca	1.54
Sr	2.60
Ba	?

c.

Elemento	*pf (°C)*
Ca	845
Sr	?
Ba	$71\overline{0}$

d.

Compuesto	*Densidad (g/mL)*
B_2S_3	1.55
Al_2S_3	2.37
Ga_2S_3	3.50
In_2S_3	?

e.

Elemento	*Primera energía de ionización (kcal/mol)*
O	314
S	$24\overline{0}$
Se	226
Te	?

Uso de la tabla periódica, predicción de las fórmulas (véase la sección 6.10)

20. Los siguientes son algunos ejemplos de compuestos y su fórmula:

sulfato de sodio, Na_2SO_4

fosfato de magnesio, $Mg_3(PO_4)_2$

óxido de aluminio, Al_2O_3

Utilice la tabla periódica para escribir la fórmula de los siguientes compuestos. (*Sugerencia*: Observe la terminación del primer nombre de los compuestos).

a. sulfato de potasio
b. óxido de galio
c. arseniato de magnesio
d. sulfuro de aluminio
e. seleniato de cesio
f. arseniato de bario
g. sulfuro de talio(III)
h. seleniuro de indio
i. seleniato de rubidio
j. sulfuro de indio

Uso de la tabla periódica, predicción del tipo de enlace —iónico o covalente (véase la sección 6.10)

21. Utilice la tabla periódica para clasificar los siguientes compuestos en esencialmente iónicos o covalentes:

a. NaI **b.** Fe_2O_3 **c.** N_2O_3 **d.** BiF_3 **e.** C_2H_2

f. Na_2SO_4 **g.** BaS **h.** P_4O_{10} **i.** CS_2 **j.** $Fe(NO_3)_3$

Problemas generales

22. Conteste las preguntas que aquí se formulan sobre el elemento X, que aún no ha sido descubierto y tiene número atómico 114:

a. ¿En qué grupo se colocaría?

b. ¿Cuántos electrones de valencia tendría?

c. ¿Sería un elemento más metálico o menos metálico que sus predecesores en el mismo grupo?

d. ¿A qué elemento se asemejaría más en sus propiedades?

e. Suponga que el elemento X, de número atómico 114, forma el ion XO_3^{2-}. Escriba la estructura de Lewis y la fórmula estructural para este ion.

23. Conteste las siguientes preguntas sobre el elemento Y que aun no ha sido descubierto y tiene como número atómico 117:

a. ¿En qué grupo se colocaría?

b. ¿Cuántos electrones de valencia tendría?

c. Diga el nombre y el símbolo del elemento al cual se asemejaría más en sus propiedades.

d. ¿Se clasificaría como metal, no metal o metaloide?

e. ¿Qué carga se podría esperar del anión del elemento Y?

f. Suponga que el elemento Y, de número atómico 117, reacciona con el sodio. ¿Cuál sería la fórmula de este compuesto?

g. ¿Esperaría usted que este elemento tuviera un radio atómico más grande o más pequeño que el yodo? ¿Por qué?

24. Conteste las siguientes preguntas sobre el elemento Z, que aún no ha sido descubierto y tiene como número atómico 119.

a. ¿En qué grupo se colocaría?

b. ¿Cuántos electrones de valencia tendría?

c. ¿Qué carga se podría esperar en el catión del elemento Z?

d. ¿A qué elemento se parecería más en sus propiedades?

e. Suponga que el elemento Z, de número atómico 119, reacciona con el bromo. ¿Cuál sería la fórmula de este compuesto? ¿El enlace en este compuesto sería iónico o covalente?

✓ Cuestionario del capítulo 6

Puede utilizar la tabla periódica para contestar estas preguntas.

1. Calcule el número de oxidación del elemento que se indica en cada uno de los siguientes compuestos o iones:

a. Se en SeO_2 **b.** Se en SeO_4^{2-}

2. Escriba la configuración electrónica en *subniveles* para los siguientes iones:

a. $^{23}_{11}Na^+$ **b.** $^{16}_{8}O^{2-}$

3. Escriba la fórmula correcta para el compuesto que se forma con la combinación de los siguientes iones:

a. calcio (Ca^{2+}) y cloruro (Cl^-)

b. potasio (K^+) y sulfato (SO_4^{2-})

c. hierro(III) (Fe^{3+}) y carbonato (CO_3^{2-})

d. estaño(IV) (Sn^{4+}) y sulfito (SO_3^{2-})

4. Escriba las estructuras de Lewis y las fórmulas estructurales para lo siguiente:

a. CH_4 **b.** C_2H_4

5. Determine la forma (lineal, plana trigonal, tetraédrica, piramidal o angular) y el ángulo de enlace aproximado de las siguientes moléculas o iones poliatómicos:

a. AsH_3 **b.** PO_4^{3-}

6. Clasifique los siguientes compuestos en esencialmente iónicos o covalentes:

a. SrO **b.** CS_2 **c.** CdF_2 **d.** $AgNO_3$

Ácido fosfórico (Símbolo: H_3PO_4)

El compuesto ÁCIDO FOSFÓRICO: desde removedor de herrumbre hasta las bebidas refrescantes

¡Sabe bien!

Nombre: El ácido fosfórico (H_3PO_4) recibe el nombre del elemento padre, el fósforo, con la terminación *-ico*, que indica el número de oxidación 5+ del fósforo en el ácido fosfórico.

Apariencia: El ácido fosfórico se utiliza por lo común como una solución acuosa incolora. Sin embargo, el ácido fosfórico puro es un sólido blanco con punto de fusión bajo (pf = 41° a 44°C).

Abundancia: En la naturaleza no se encuentra el ácido fosfórico como tal. Se debe preparar mediante procesos industriales a fin de que nuestra sociedad pueda utilizarlo para los productos y procesos. El ion poliatómico padre (fosfato, PO_4^{3-}), a partir del cual se prepara el ácido fosfórico, se encuentra en una amplia variedad de minerales llamados roca fosfórica. El componente más común de las rocas fosfóricas es la *fluorapatita* [$Ca_5(PO_4)_3F$].

¡Elimina el óxido!

Origen: Casi todo el ácido fosfórico se prepara mediante uno de dos métodos: (1) el proceso húmedo-ácido, o (2) el proceso de horneado. En el proceso húmedo-ácido, la fluorapatita se hace reaccionar con ácido sulfúrico acuoso (H_2SO_4) para producir ácido fosfórico. En el proceso de horneado, la fluorapatita se hace reaccionar con arena (SiO_2) y carbono para producir el fósforo. A continuación, el fósforo reacciona con oxígeno para producir un óxido de fósforo (P_4O_{10}) que a su vez reacciona con agua para producir el ácido fosfórico. El ácido fosfórico que se obtiene a través del proceso de horneado es más puro pero su producción es más costosa.

Usos: El uso más importante del ácido fosfórico es la fabricación de fertilizantes a base de fosfato. En algún tiempo, el "superfosfato triple" [$Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$] fue una importante formulación de fertilizantes. Se elabora a partir de fluorapatita y ácido fosfórico. En la actualidad se ha rechazado el uso del superfosfato triple, y en su lugar el fosfato de amonio [$(NH_4)_3PO_4$] es el principal fertilizante a base de fosfatos. El fosfato

de amonio se prepara a partir de ácido fosfórico y amoniaco (NH_3). El ácido fosfórico se utiliza para preparar las sales de fosfato de sodio, NaH_2PO_4 y Na_2HPO_4. Las mezclas de estas dos sales se utilizan en los procesos textiles y en la producción de alimentos, donde sirven para controlar la acidez de algunos productos, por ejemplo, los quesos procesados. Otro producto de fosfato preparado con estas sales es el tripolifosfato de sodio ($Na_5P_3O_{10}$). Éste es un aditivo común en los detergentes sintéticos y en los productos cárnicos.

Acontecimientos raros: El ácido fosfórico es un ingrediente común en la mayor parte de las formulaciones de bebidas refrescantes, especialmente los refrescos de cola y las cervezas de raíz. El ácido sirve para tres propósitos. Primero, imparte una acidez que es común en la mayoría de estas bebidas. Todas las bebidas refrescantes tienen algún ácido, al que se le llama *acidulante*, para este propósito. Segundo, actúa como conservador. Tercero, tiene un efecto sobre la forma en que nuestro sentido del gusto percibe el azúcar en las bebidas no alcohólicas. Los diversos ácidos tienen efectos ligeramente diferentes por lo que la compañía productora de bebidas deberá elegir uno que proporcione el sabor que considere el mejor para sus productos.

El ácido fosfórico también se usa como removedor de herrumbre en la forma de gel que se aplica en las carrocerías oxidadas. El ácido fosfórico reacciona con el óxido luego de permanecer en contacto durante algunos minutos, después se hace un lavado de la mancha con agua y se obtiene con ello un metal no oxidado.

Química sustentable y CTS

Derrames de petróleo

Contaminar el agua es contaminar la vida misma. Todo el ciclo biológico, reproductivo y alimenticio del hombre, de la flora y la fauna marinas quedan profundamente afectados.

Impacto ecológico

Es evidente que la contaminación marina por derrames de petróleo afecta en forma negativa la vida acuática animal y vegetal, la cual disminuye, y algunas veces hasta acaba con la producción de **fitoplancton,** el conjunto de plantas microscópicas superficiales que sirven como fuente alimenticia de muchos animales marinos.

Los derrames se extienden formando una capa delgada aceitosa, compuesta de una mezcla de hidrocarburos, algunos de los cuales son muy volátiles. Los hidrocarburos volátiles contaminan la atmósfera, mientras que los menos volátiles, al mezclarse con el agua, forman flóculos oleaginosos semejantes al alquitrán, los cuales flotan en la superficie o se hunden en parte, produciendo una capa de aceite que en el fondo del mar afecta la vida acuática. Algunas veces la capa de aceite flota y se deslava hacia la playa. Al cubrir la arena y las rocas, interfiere con la vida vegetal y animal, pues dicha capa es tóxica para muchas especies.

En diciembre de 2004, una explosión en la planta de bombeo de PEMEX (Petróleos Mexicanos) causó graves daños en el municipio de Nanchital, Veracruz.

La contaminación en el Río Coatzacoalcos se extendió en un área de 20 km, ya que más de cinco mil barriles de crudo se derramaron y causaron un desastre ecológico en toda esa región.

Esto afectó no solamente a las especies marinas, sino también a otros animales que, al tratar de continuar con sus hábitos de vida quedaron prácticamente atrapados entre el hidrocarburo derramado.

Un caso dramático fue el que decenas de pelícanos que se alimentaban de la fauna acuática, al sumergirse como de costumbre en busca de alimento pusieron en riesgo su vida.

Casi todo murió en el río: tortugas, iguanas, serpientes, peces y lirios. Los que no se salvaron fueron atendidos por el Fondo Internacional para la Protección de los Animales y su Hábitat (IFAW, por sus siglas en inglés), organización internacional dedicada a rescatar la fauna en sitios donde ocurren derrames de petróleo y sus derivados.

Lavandería de pelícanos

Los pelícanos fueron sometidos a un tratamiento especial con el que se trató de eliminar de su cuerpo los residuos de petróleo, para que una vez restablecidos, fueran devueltos a su hábitat.

- El primer paso consiste en alimentarlos y darles suero para estabilizarlos.
- Una vez que recobran las fuerzas, se les realizan estudios y elaboran fichas de registro; son sometidos a pruebas de sangre, y dependiendo del daño que presenten, se establece su tratamiento.
- La limpieza del plumaje consiste en lavarlo varias veces con agua templada a 40°C y champú, debido a que las plumas son impermeables. Este proceso es sumamente delicado, ya que de no tomar las precauciones necesarias, el ave puede morir de hipotermia.
- La última fase del tratamiento se basa en hacer pruebas de impermeabilidad, y una vez que el ave muestra signos de recuperación y que las plumas han recobrado sus propiedades son puestas en libertad.

Limpieza y recolección del producto

SEAFOAM. Lo último en tecnología. Protegiendo nuestro medio ambiente.

En México, cuando ocurre un derrame de petróleo, diversas entidades públicas y privadas actúan de inmediato para tratar de minimizar el impacto ambiental. Pero siempre hay lugar para el mejoramiento y con ese fin se continúa en la búsqueda de nuevas formas de minimizar su impacto en el medio ambiente.

SEAFOAM es un producto químico patentado mundialmente, que se utiliza para la recuperación y limpieza de los derrames de petróleo. El SEAFOAM genera una reacción química al momento de mezclarse con el agua, y crea una espuma que penetra primero sobre los hidrocarburos, situándose debajo de ellos, y luego en menos de cinco minutos, el SEAFOAM se convierte en una espuma tipo esponja que encapsula los hidrocarburos que encuentra en su camino. Este producto tiene la firmeza suficiente para ser removido fácilmente del agua. Una vez removida la espuma, el aceite encapsulado puede ser recuperado parcialmente y podría incluso ser reciclado mediante el método de prensado, el cual también se usa para contener y remover contaminantes de la tierra, de la arena, de piedras, de agua de mar, de ríos y de presas.

SEAFOAM tiene una capacidad máxima de absorción de hasta 100 tantos de hidrocarburos por cada tanto de SEAFOAM utilizado, lo que resulta ser un método económico para el control de un derrame.

Explícalo tú: ¿Prende el foco?

Algunos conceptos relacionados: solubilidad, conductividad eléctrica, enlace químico

1) En un vaso de precipitado, disolver en 50 mL de agua destilada una pequeña cantidad de cristales de sulfato de cobre pentahidratado; medir la conductividad con un conductímetro de foquito.
2) Agregar unos cristales de yodo en agua destilada, agitar y medir la conductividad.
3) Utilizando dos vidrios de reloj, colocar en uno de ellos los cristales de sulfato de cobre pentahidratado, y en el otro los cristales de yodo; medir la conductividad de ambas sustancias.

Reflexiones

Que el alumno observe lo ocurrido y trate de dar una explicación.

El profesor deberá guiar esta actividad.

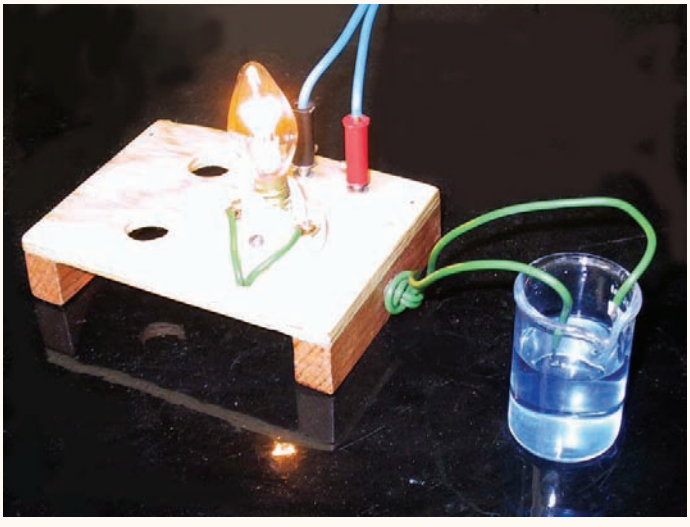
¿Se disuelven en el agua el sulfato de cobre pentahidratado y el yodo en agua?

¿Qué otro disolvente se podría emplear?

Las disoluciones anteriores, ¿conducen la corriente eléctrica?

Las sustancias sólidas, ¿conducen la corriente eléctrica?

En función de lo observado, ¿qué tipo de enlace presentan estas sustancias?



Capítulo 7

Nomenclatura química de los compuestos inorgánicos

Los riscos de los Acantilados Blancos de Dover desde lo alto dominan el canal inglés, están compuestos por depósitos de piedra caliza de grano fino, que se formaron por la descomposición de caparazones fósiles. El nombre común de este mineral es gis. *Sin embargo, un mineralogo podría describirlo como una combinación de calcita y dolomita, mientras que un químico diría que es una mezcla de carbonato de calcio ($CaCO_3$) con carbonato de calcio y magnesio [$CaMg(CO_3)_2$].*

Objetivos del capítulo 7

1. Comprender la importancia de la nomenclatura sistemática en la química (sección 7.1).
2. Determinar el nombre a partir de la fórmula, y la fórmula a partir del nombre en el caso de:
   - **a.** compuestos binarios que contienen dos no metales (sección 7.2)
   - **b.** compuestos binarios que contienen un metal y un no metal (sección 7.3)
   - **c.** compuestos ternarios (sección 7.4)
   - **d.** compuestos ternarios que contienen halógeno (sección 7.5)
   - **e.** ácidos y bases (sección 7.6)
3. A partir de la fórmula de un compuesto, identificarlo como (1) un ácido, (2) una base o (3) una sal (sección 7.6).
4. Con base en el nombre común de un compuesto, escribir su fórmula (sección 7.7).

Cuenta regresiva

Puede utilizar la tabla periódica.

5. Escriba el nombre de cada uno de los elementos que corresponden a los siguientes símbolos (sección 3.1).

a. Au (oro) **b.** As (arsénico)
b. Sr (estroncio) **d.** Si (silicio)

4. Escriba el símbolo de cada uno de los elementos siguientes (sección 3.1).

a. flúor (F) **b.** cloro (Cl)
c. magnesio (Mg) **d.** manganeso (Mn)

3. Escriba la fórmula correcta para el compuesto formado por los iones siguientes (sección 6.9).

a. calcio (Ca^{2+}) y fluoruro (F^-) (CaF_2)
b. plata (Ag^+) y seleniuro (Se^{2-}) (Ag_2Se)
c. aluminio (Al^{3+}) y sulfuro (S^{2-}) (Al_2S_3)
d. estaño(IV) (Sn^{4+}) y sulfato (SO_4^{2-}) [$Sn(SO_4)_2$]

2. Con ayuda de la tabla periódica para determinar los números de oxidación, prediga la fórmula de los compuestos binarios que se forman con la combinación de los elementos siguientes (sección 6.10, Números de oxidación). (*Sugerencia:* Si no conoce el símbolo de algún elemento, puede buscarlo en la parte interior de la portada de este libro).

a. galio y arsénico ($GaAs$)
b. galio y selenio (Ga_2Se_3)
c. germanio y selenio ($GeSe_2$)
d. germanio y nitrógeno (Ge_3N_4)

1. Los siguientes son ejemplos de compuestos y sus fórmulas:

cloruro de potasio, KCl
bromato de sodio, $NaBrO_3$

Previa consulta de la tabla periódica, escriba la fórmula de los siguientes compuestos. (*Sugerencia:* Si no conoce el símbolo de algún elemento, puede buscarlo en la parte interior de la portada de este libro. Asimismo, observe las terminaciones de cada nombre de los compuestos). (Sección 6.10, fórmulas)

a. bromato de rubidio ($RbBrO_3$)
b. clorato de cesio ($CsClO_3$)
c. yodato de potasio (KIO_3)
d. yoduro de cesio (CsI)

"Para la inteligencia una palabra es suficiente", escribió Benjamín Franklin. Si usted es un estudiante de química, inteligente, le tenemos una sola palabra: nomenclatura. En realidad, la nomenclatura son muchas palabras, pero si desea aprender los relacionado con la química y estar en condiciones de comunicarse con lo que ha aprendido, deberá comprender las palabras que forman el lenguaje de la química.

Uno de los objetivos de un curso de química elemental es enseñar a los estudiantes la nomenclatura química —conocer el nombre de los compuestos— y, dado un nombre, escribir la fórmula del compuesto. Una vez que tiene este conocimiento, usted puede detectar patrones y predecir las propiedades de muchos compuestos a partir de su nombre. Por ejemplo, es posible que ya sepa que la sal de mesa es el cloruro de sodio (NaCl), pero, ¿sabía usted que una tableta Tums funciona como antiácido (disminuye la acidez estomacal) porque está hecha de carbonato de calcio?

En este capítulo vamos a aplicar el nombre y la fórmula de los cationes (tabla 6.1), de los aniones (tabla 6.2), y de los iones poliatómicos (tabla 6.5), que usted aprendió en el capítulo 6, para dar nombre a los compuestos y para escribir su fórmula. Como podrá ver, existen dos clases de nombres en la nomenclatura química: los *nombres químicos sistemáticos* y *los nombres comunes*. Los que se utilizan con mayor frecuencia son los nombres químicos sistemáticos, pero hay todavía unos cuantos compuestos cuyos nombres comunes persisten, como el agua (H_2O) y el amoniaco (NH_3). En este capítulo, primero vamos a estudiar los nombres químicos sistemáticos y después los nombres comunes no sistemáticos.

7.1 Nombres químicos sistemáticos

Clave del estudio: El nombre de un compuesto es semejante al nombre de una persona. Incluye un primer nombre (parte positiva) y un segundo nombre (parte negativa).

En la actualidad parece obvio que necesitamos una forma sistemática de nombrar los compuestos químicos. Durante décadas los químicos simplemente daban un nombre a los compuestos a voluntad. En ocasiones, el nombre era pintoresco (azogue, Hg, y cinabrio, HgS) y en otras tenía cierta gracia (gas hilarante, N_2O). Pero gracias a estos nombres se creaban confusión y dificultades. Si dos químicos encontraban el mismo compuesto, le daban nombres diferentes, haciendo más lenta la difusión del conocimiento científico. ¡Imagine tener que memorizar cientos o miles de nombres de compuestos dados sin sentido ni razón!

Por fortuna, en 1921 la Comisión de Nomenclatura de Química Inorgánica de la Asociación Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, International Union of Pure and Applied Chemistry) se reunió y estableció las reglas que, con algunas revisiones, gobiernan la nomenclatura química moderna. De acuerdo con estas reglas, los nombres de los **compuestos inorgánicos** están construidos de tal forma que a cada compuesto puede dársele algún nombre a partir de su fórmula y para cada fórmula hay un nombre específico. La *porción* más *positiva* (el metal, el ion poliatómico positivo, el ion hidrógeno o los no metales menos electronegativos) se escribe *primero* y se menciona al final. La *porción* más *negativa* (el no metal más electronegativo o el ion poliatómico negativo) se escribe al último y ocupa el primer lugar del nombre. Las reglas adicionales dependen del carácter del compuesto, si es **binario** (contiene dos elementos diferentes), **ternario** (contiene tres elementos diferentes) o superior, o si es un ácido, una base o una sal.

Compuestos inorgánicos
Compuestos que no contienen carbono.

Compuestos binarios
Compuestos formados por dos elementos diferentes.

Compuestos ternarios
Compuestos formados por tres elementos diferentes.

7.2 Compuestos binarios que contienen dos no metales

Para los compuestos binarios, la terminación del segundo elemento es *-uro* o *-ido*. Cuando los dos elementos son *no metales*, la cantidad de átomos de *cada* elemento se indica en el

nombre con los prefijos griegos, como se muestra en la tabla 7.1, excepto en el caso del prefijo *mono* (uno), el cual se utiliza sólo para el *segundo* no metal. Cuando en el nombre no aparece ningún prefijo, se supone que se trata de un solo átomo. Además, al utilizar los prefijos griegos se elimina la vocal del prefijo para tener una mejor pronunciación, así, la "oo" de monoóxido , o la "ao" de pentaóxido, tetraóxido y heptaóxido, se convierten en "o" en ambos casos: monóxido, pentóxido, tetróxido y heptóxido.

Estas reglas se utilizan para nombrar los siguientes compuestos binarios:

FÓRMULA	NOMBRE	SE ENCUENTRA:
BCl_3	*Tri*cloruro de boro	En la producción de compuestos de boro y el refinamiento de aleaciones.
PCl_5	*Penta*cloruro de fósforo	En la producción de materiales que contienen cloro.
SO_2	*Di*óxido de azufre	En el aire contaminado, es peligroso y destructor.
CO	*Mon*óxido de carbono	Importante contaminante del aire que se produce en los gases de expulsión por los automóviles y por el mal funcionamiento de los hornos.
N_2O_4	*Tetr*óxido de *di*nitrógeno	Es el combustible de los motores de los cohetes del transbordador espacial que lo coloca en órbita y luego lo hacen salir de ella para regresar a la Tierra (véase la figura 7.1).
NO_2	*Di*óxido de nitrógeno	Un serio contaminante del aire (véase la figura 7.2).

TABLA 7.1

Prefijos griegos

PREFIJOS GRIEGOS	NÚMERO
mono-	1
di-	2
tri-	3
tetra-	4
penta-	5
hexa-	6
hepta-	7
octa-	8
nona- (o eneá-)[a]	9
deca-	10

[a] La IUPAC prefiere *eneá-* al latín *nona-*, pero todavía se utiliza esta última denominación.

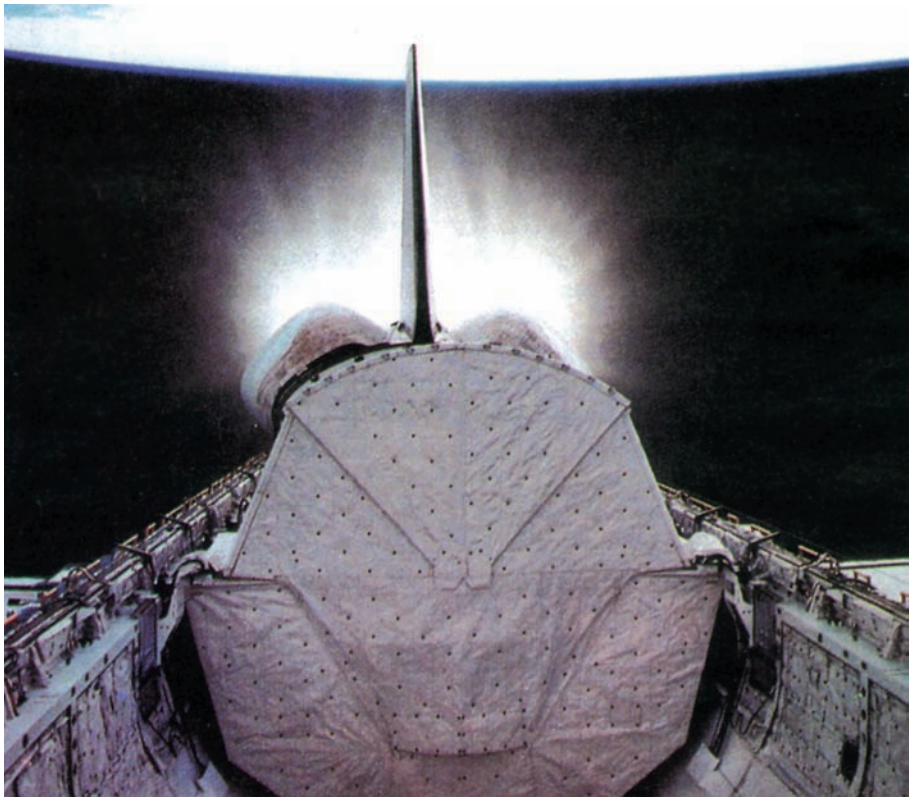


FIGURA 7.1
El tetróxido de dinitrógeno es el combustible de los motores de los cohetes que permite maniobrar los transbordadores espaciales.

FIGURA 7.2
Producción de dióxido de nitrógeno (NO_2) a partir de la reacción de cobre con ácido nítrico concentrado. El dióxido de nitrógeno, un componente de los gases que emiten los automóviles y autobuses, se encuentra en el esmog. Es muy probable que la tonalidad café que aparece en ocasiones en el aire contaminado en días muy calurosos se deba al dióxido de nitrógeno. (Cortesía del doctor E. R. Degginger).

Resuelva los problemas 6 y 7.

Ahora, trabajando a la inversa, a partir del nombre también podemos escribir la fórmula para los compuestos binarios de los no metales, como sigue:

NOMBRE	FÓRMULA
Tricloruro de nitrógeno	NCl_3
Tetracloruro de carbono	CCl_4
Monóxido de dicloro	Cl_2O
Dióxido de cloro	ClO_2
Heptóxido de dicloro	Cl_2O_7
Monóxido de dinitrógeno	N_2O

Ejercicio de estudio 7.1
Escriba el nombre correcto de cada uno de los siguientes compuestos:
a. SF_6 (hexafluoruro de azufre)
b. N_2O_3 (trióxido de dinitrógeno)

Ejercicio de estudio 7.2
Escriba la fórmula de cada uno de los siguientes compuestos:
a. disulfuro de carbono (CS_2)
b. decóxido de tetrafosforo (P_4O_{10})

7.3 Compuestos binarios que contienen un metal y un no metal

No todos los compuestos binarios se componen de dos no metales. Algunos tienen componentes metálicos y no metálicos. (Los compuestos binarios *nunca* están formados con dos metales). La nomenclatura para estos compuestos depende del metal, si tiene una *carga iónica fija* o una *carga iónica variable*. De los metales que se encuentran en la tabla 6.1, 11 tienen carga iónica fija. El hidrógeno, aunque no es un metal, también tiene una carga iónica fija. De acuerdo con su localización en la tabla periódica (véase la sección 6.10, Números de oxidación) es posible predecir con facilidad la carga iónica fija de estos 11 metales y el hidrógeno. El número romano de la tabla periódica al principio de la columna determina la carga iónica fija (véase la figura 7.3). Por ejemplo, el estroncio se encuentra en el grupo IIA (2) y por consiguiente tiene una carga iónica fija de 2+. *Los demás metales* de la tabla 6.1 *tienen una carga iónica variable*. Usted deberá memorizar las cargas iónicas de los iones metálicos con *cargas iónicas variables* que se encuentran en la tabla 6.1.

Las reglas para la nomenclatura de los compuestos binarios que contienen un metal y un no metal, determinan que el metal se escribe al final, precedido por el no metal con la terminación *-ido* o *-uro*, como todos los compuestos binarios. *No se utilizan prefijos griegos* porque sólo es posible un compuesto para los metales que tienen una carga iónica fija.

Metales con carga iónica fija

Veamos ejemplos de nombres para los compuestos binarios formados por metales con carga iónica fija y no metales:

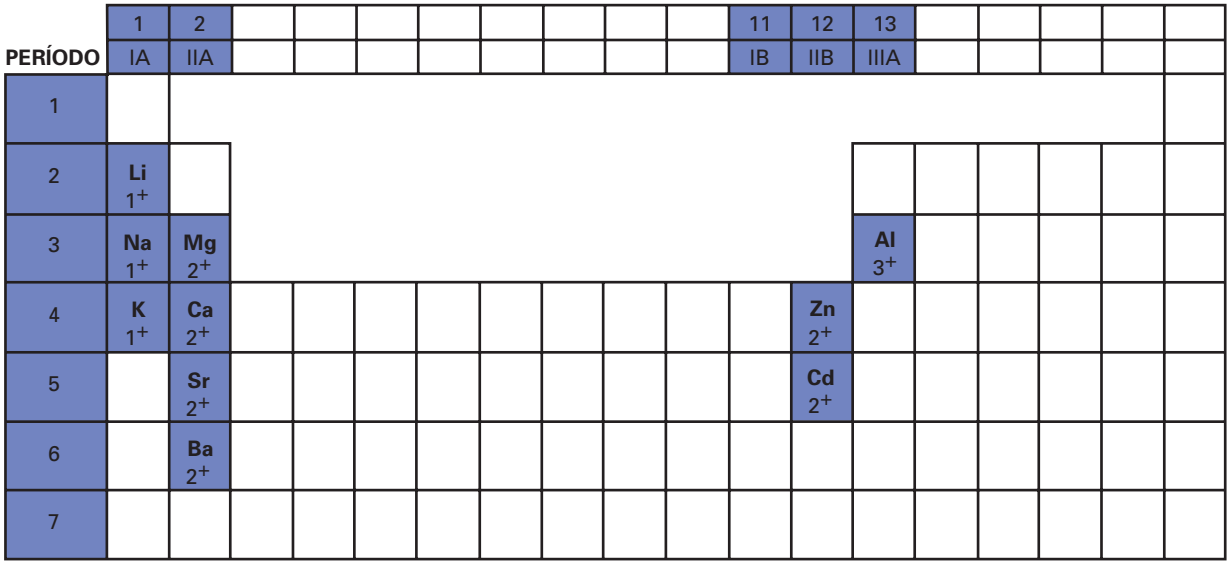


FIGURA 7.3
Tabla periódica en la que sólo se muestran los elementos de la tabla 6.1 que existen como cationes con una carga iónica fija.

FÓRMULA	NOMBRE
KCl	clor*uro* de potasio
Na_2S	sulf*uro* de sodio
LiBr	brom*uro* de litio
MgO	óx*ido* de magnesio
CaH_2	hidr*uro* de calcio

Al escribir la fórmula de los compuestos, usted debe saber la carga iónica de los cationes metálicos y de los aniones no metálicos. Por ejemplo, veamos la escritura de fórmulas de compuestos binarios formados por metales con carga iónica fija y no metales:

NOMBRE	FÓRMULA
Fluoruro de sodio	NaF (Na es 1+; F es 1−; véase la tabla periódica o las tablas 6.1 y 6.2. Este compuesto se utiliza en algunas pastas dentales para proteger los dientes).
Yoduro de estroncio	SrI_2 (Sr es 2+; I es 1−)
Fosfuro de cadmio	Cd_3P_2 (Cd es 2+; P es 3−)
Nitruro de magnesio	Mg_3N_2(Mg es 2+; N es 3−)
Sulfuro de aluminio	Al_2S_3 (Al es 3+; S es 2−)

Ejercicio de estudio 7.3
Escriba el nombre correcto de cada uno de los siguientes compuestos:
a. $BaBr_2$ (bromuro de bario)
b. $AlCl_3$ (cloruro de aluminio)

Ejercicio de estudio 7.4
Escriba la fórmula correcta de cada uno de los siguientes compuestos:
a. yoduro de zinc (ZnI_2)
b. fosfuro de calcio (Ca_3P_2)

Metales con carga iónica variable

Para nombrar un compuesto binario que contenga un metal con carga iónica variable, debemos tomar en cuenta la carga iónica de este ion metálico. Como su nombre lo indica, los metales con carga iónica variable tienen el mismo nombre del elemento pero diferente carga iónica. Por ejemplo, el Cu^+ y Cu^{2+} son iones de cobre. ¿Cómo sabemos cuál ion utilizar?

Por fortuna, el *sistema Stock** de nomenclatura de reciente uso utiliza un número romano entre paréntesis después del nombre del metal para indicar la carga. Por ejemplo, el cobre (II) tiene una carga iónica de 2+. Este sistema introdujo una gran mejoría al antiguo uso de la raíz latina para el metal más los sufijos *-oso* o *-ico*. En este sistema, el sufijo *-oso* era para el ion con carga más baja y la terminación *-ico*, para el ion con carga más alta, pero usted tenía que saber si las cargas de un ion en particular eran 1+ y 2+ o 2+ y 3+. En la tabla 7.2 se muestran estos dos sistemas. Aunque en la actualidad el sistema Stock se utiliza extensamente, continúan en uso algunos vestigios del antiguo sistema, por lo que usted debe estar familiarizado con ambos.

Veamos ejemplos donde se asigna nombre a algunos compuestos binarios que contienen metales con carga iónica variable:

FÓRMULA	NOMBRE
$CuCl_2$	Clor*uro* de cobre (II) o clor*uro* cúprico; ya que el cloruro es 1−, el cobre debe ser 2+.
FeO	Óx*ido* de hierro (II) u óxido ferr*oso*; puesto que el óxido es 2−, el hierro debe ser 2+.
SnF_4	Fluor*uro* de estaño (IV) o fluor*uro* estánn*ico*; puesto que el flúor es 1−, el estaño debe ser 4+.
PbS	Sulf*uro* de plomo (II) o sulf*uro* plumb*oso*; ya que el sulfuro es 2−, el plomo debe ser 2+.
HgO	Óx*ido* de mercurio (II) u óxido mercúr*ico*; ya que el óxido es 2−; el mercurio debe ser 2+.

Si trabajamos a la inversa, también podemos derivar la fórmula de los compuestos binarios de los no metales y metales con carga variable, como en los ejemplos siguientes:

NOMBRE	FÓRMULA
Fosfuro cúprico	Cu_3P_2 (Cu es 2+; P es 3−; véase la tabla periódica o la tabla 6.1 y 6.2)
Óxido de hierro(III)	Fe_2O_3 (Fe es 3+; O es 2−)
Óxido de plomo(IV)	PbO_2 (Pb es 4+; O es 2−)
Cloruro de cobre(I)	CuCl (Cu es 1+; Cl es 1−; véase la figura 7.4)
Fluoruro estannoso	SnF_2 (Sn es 2+; F es 1−) (a veces se utiliza para proteger los dientes en las pastas dentales)

Tú y la Química

* El sistema Stock fue llamado así en honor del químico alemán Alfred Stock (1876-1946). La IUPAC prefiere el uso de este sistema.

TABLA 7.2 **Nombres de los iones de algunos metales comunes**

METAL (SÍMBOLO)	CATIÓN	*Nombre del catión* SISTEMA STOCK	SISTEMA *-OSO* O *-ICO*
Cobre (Cu)	Cu^{+}	Ion cobre(I)	Ion cuproso
	Cu^{2+}	Ion cobre(II)	Ion cúprico
Hierro (Fe)	Fe^{2+}	Ion hierro(II)	Ion ferroso
	Fe^{3+}	Ion hierro(III)	Ion férrico
Plomo (Pb)	Pb^{2+}	Ion plomo(II)	Ion plumboso
	Pb^{4+}	Ion plomo(IV)	Ion plúmbico
Mercurio (Hg)	Hg_2^{2+}	Ion mercurio(I)	Ion mercuroso
	Hg^{2+}	Ion mercurio(II)	Ion mercúrico
Estaño (Sn)	Sn^{2+}	Ion estaño(II)	Ion estannoso
	Sn^{4+}	Ion estaño(IV)	Ion estánnico

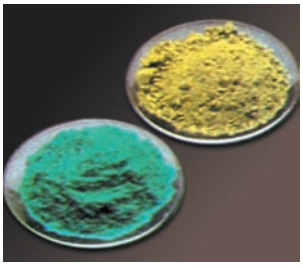


FIGURA 7.4
El cloruro de cobre(II) (a la izquierda) y el cloruro de cobre(I) (a la derecha) tienen diferentes cargas en el átomo de cobre y diferentes propiedades físicas y químicas.

Ejercicio de estudio 7.5
Escriba la fórmula correcta de cada uno de los siguientes compuestos:
a. CuS [sulfuro de cobre(II) o sulfuro cúprico]
b. $PbCl_2$ [cloruro de plomo(II) o cloruro plumboso]

Ejercicio de estudio 7.6
Escriba la fórmula correcta de cada uno de los siguientes compuestos:
a. sulfuro de hierro(III) (Fe_2S_3)
b. fosfuro de cobre(II) (Cu_3P_2)

Resuelva los problemas 8 y 9.

7.4 Compuestos ternarios y superiores

Para nombrar y escribir la fórmula de los compuestos ternarios y superiores, seguimos el mismo procedimiento que utilizamos para los compuestos binarios, con la salvedad de que para este caso usamos el nombre o la fórmula del ion poliatómico. Por esta razón, usted debe conocer el nombre y la fórmula de todos los iones poliatómicos que están en la tabla 6.5. Algunos de los iones poliatómicos tienen los sufijos ***-ato*** e ***-ito***. La mayor diferencia entre las fórmulas de los iones poliatómicos que tienen las terminaciones *-ato* e *-ito* es que el compuesto *-ato* tiene *un átomo de oxígeno más* que el compuesto *-ito*. Por ejemplo, la fórmula del sulf*ito* es SO_3^{2-}; la del sulf*ato* es SO_4^{2-}. Esto se cumple para todos los iones poliatómicos negativos que figuran en la tabla 6.5. En esta tabla, hay tres iones poliatómicos que no tienen la terminación *-ato* o *-ito*: el ion amonio, NH_4^{+}, el único ion poliatómico positivo de la tabla; el ion hidróxido, OH_4^{+}, cuya terminación es *-ido*, la misma que encontramos en compuestos binarios (véase la sección 7.6); y el ion cianuro, CN^{-}, cuya terminación también es *-uro*.

Para los metales que tienen carga variable, se puede utilizar el sistema Stock o el de los sufijos *-oso* e *-ico*, pero se prefiere el sistema Stock.

Clave del estudio: "El sufijo *-ito* es más ligero y el sufijo *-ato* es grande". El sulfito (SO_3^{2-}) tiene menos oxígeno y el sulfato (SO_4^{2-}) tiene más oxígeno. El sufijo *-ito* se usa para el que posee menos átomos y el sufijo *-ato* para el que tiene mayor número de átomos de oxígeno.

Veamos ejemplos de cómo se da nombre a los compuestos ternarios y superiores; observe con cuidado la cantidad de átomos de oxígeno y la terminación de los nombres:

FÓRMULA	NOMBRE
$NaNO_3$	Nitr*ato* de sodio
$NaNO_2$	Nitr*ito* de sodio
$NaHSO_3$	Sulf*ito* ácido de sodio
	Bisulf*ito* de sodio
NH_4NO_3	Nitr*ato* de amonio
$Cu_3(PO_4)_2$	Fosf*ato* de cobre(II) (puesto que el fosfato es 3−, el Cu es 2+)
	Fosf*ato* cúprico
CuCN	Cian*uro* de cobre(I) (puesto que el cianuro es 1−, el Cu es 1+)
	Cian*uro* cupr*oso*
K_2CO_3	Carbon*ato* de potasio
$Ba(C_2H_3O_2)_2$	Acet*ato* de bario
$Fe_2(CrO_4)_3$	Crom*ato* de hierro(III) (puesto que el crom*ato* es 2−, el Fe es 3+)
	Crom*ato* férr*ico*
$AgClO_3$	Clor*ato* de plata

Tú y la Química

Los primeros cuatro compuestos son importantes en nuestra vida diaria. El nitrito de sodio y el nitrato de sodio se utilizan como fijadores de color y conservadores de alimentos para diversos productos cárnicos como son las salchichas, el salchichón y las carnes de pollo. El ion nitrito (NO_2^-) es muy efectivo para evitar el crecimiento de bacterias que causan el mortal botulismo. El nitrato de sodio se utiliza principalmente en la carne de aves como fijador de color para darle un color rosado más que como conservador. Sin embargo, en la actualidad se ha puesto en entredicho el valor de ambos compuestos. Se cree que el ion nitrito (NO_2^-) reacciona en el cuerpo con los compuestos orgánicos para producir nuevos compuestos que pueden causar cáncer, aunque los estudios indican que no hay evidencias convincentes. El ion nitrato (NO_3^-) no es dañino, pero en el cuerpo se puede convertir en el ion nitrito. La presencia de las sales de sodio también presentan un problema para las personas que tienen presión sanguínea alta y siguen una dieta baja en sodio. Por esto, un comité del Consejo Nacional de Investigación (National Research Council) de Estados Unidos recomendó eliminar el nitrato de sodio de todos los productos con carne de aves y de la mayoría de los productos cárnicos, exceptuando las salsas fermentadas y las carnes ahumadas.

Tú y la Química

De la misma manera, durante algún tiempo se utilizaron los sulfitos, como el sulfito ácido o bisulfito de sodio, para preservar la apariencia fresca de las frutas y verduras en la barra de ensaladas de los restaurantes. La Administración de Alimentos y Drogas (FDA, Food and Drug Administration) ha prohibido su uso puesto que pueden causar náusea, diarrea, urticaria, dificultades respiratorias, y aun la muerte en algunos individuos.

Tú y la Química

Incluso sin ingerirlos, algunos compuestos amenazan la vida humana. El nitrato de amonio se utiliza en la producción de fuegos artificiales y fertilizantes. Cuando se calienta puede causar explosiones violentas. En noviembre de 1988, en la ciudad de Kansas, Missouri, murieron siete bomberos a causa de una explosión de éstas. También se cree que el nitrato de amonio fue uno de los componentes del explosivo utilizado en la bomba que destruyó el Edificio Federal en la ciudad de Oklahoma en abril de 1995.

Una vez más, si trabajamos a la inversa, podemos también derivar la fórmula para los compuestos ternarios y superiores observando específicamente las terminaciones de los nombres y la cantidad de átomos de oxígeno si están presentes.

NOMBRE	FÓRMULA
Cianuro de bario	$Ba(CN)_2$ (Ba es 2+; CN es 1−; véase la tabla periódica y la tabla 6.5 o las tablas 6.1 y 6.5)
Fosfato de hierro(II)	$Fe_3(PO_4)_2$ (Fe es 2+; PO_4 es 3−)
Sulfato de hierro(III)	$Fe_2(SO_4)_3$ (Fe es 3+; SO_4 es 2−)
Sulfito de cobre(II)	$CuSO_3$ (Cu es 2+; SO_3 es 2−)
Carbonato ácido de amonio	NH_4HCO_3 (NH_4 es 1+; HCO_3 es 1−)
Clorito de estroncio	$Sr(ClO_2)_2$ (Sr es 2+; ClO_2 es 1−)
Sulfato de estaño(II)	$SnSO_4$ (Sn es 2+; SO_4 es 2−)
Permanganato de calcio	$Ca(MnO_4)_2$ (Ca es 2+; MnO_4 es 1−)
Nitrato de cadmio	$Cd(NO_3)_2$ (Cd es 2+; NO_3 es 1−)
Sulfito ácido de hierro(II)	$Fe(HSO_3)_2$ (Fe es 2+; HSO_3 es 1−)

Ejercicio de estudio 7.7

Escriba el nombre correcto de cada uno de los siguientes compuestos:

a. $CaCO_3$ (carbonato de calcio)

b. $FePO_4$ [fosfato de hierro(III) o fosfato férrico]

Ejercicio de estudio 7.8

Escriba la fórmula correcta de cada uno de los siguientes compuestos:

a. oxalato de magnesio (MgC_2O_4)

b. cromato de estaño(IV) [$Sn(CrO_4)_2$]

Resuelva los problemas 10 y 11.

7.5 Compuestos ternarios que contienen halógenos

En la tabla 6.5 figuran cuatro diferentes iones poliatómicos que contienen cloro: perclorato (ClO_4^-), clorato (ClO_3^-), clorito (ClO_2^-) e hipoclorito (ClO^-). Ya habíamos mencionado la relación del clorito (ClO_2^-) con el clorato (ClO_3^-). EL hipoclorito (ClO^-) está relacionado con el clorito (ClO_2^-) por un átomo de oxígeno menos. El prefijo ***hipo-*** es una palabra griega que significa "inferioridad"; por tanto, la cantidad de átomos de oxígeno del *hipo*-clorito es inferior a la del clorito: un átomo menos. El perclorato (ClO_4^-) está relacionado con el clorato (ClO_3^-) por un átomo de oxígeno más. El prefijo ***per-*** se puede utilizar para decir "por arriba de". Por tanto, el perclorato tiene un átomo "por encima" de la cantidad de átomos de oxígeno del clorato.

Clave del estudio: Le será fácil recordar el término *hipo-* tomando en cuenta que una aguja hipodérmica va por debajo (hipo) de la piel (dermis).

Estos prefijos también se pueden aplicar a otros compuestos que contienen oxígeno y iones halógeno, como los del bromo y los del yodo, puesto que se encuentran en el mismo grupo del cloro. Veamos algunos ejemplos con iones oxibromo:

ClO_4^- es perclorato, por tanto, BrO_4^- es *perbromato*

ClO_3^- es clorato, por tanto, BrO_3^- es *bromato*

ClO_2^- es clorito, por tanto, BrO_2^- es *bromito*

ClO^- es hipoclorito, por tanto, BrO^- es *hipobromito*

Se puede aplicar el mismo razonamiento al yodo (I). Veamos algunos ejemplos:

ClO_3^- es clorato, por tanto, IO_3^- es *yodato*

ClO^- es hipoclorito, por tanto, IO^- es *hipoyodito*

Trate de escribir la fórmula de los iones poliatómicos peryodato y yodato mediante su relación con los iones poliatómicos correspondientes que contienen cloro. [El flúor no forma iones poliatómicos con el oxígeno porque ambos elementos poseen una electronegatividad elevada (véase la figura 6.11)].

Veamos los siguientes ejemplos de cómo se denominan estos compuestos ternarios especiales:

FÓRMULA	NOMBRE
NH_4ClO_4	Perclorato de amonio
NaClO	Hipoclorito de sodio
$KBrO_2$	Bromito de potasio
$Ca(IO_3)_2$	Yodato de calcio

El perclorato de amonio se utilizó en la segunda etapa del transbordador espacial. Esta etapa usó como propulsor un combustible sólido que contiene 70% de perclorato de amonio. Durante la primavera de 1988, una planta química en Henderson, Nevada, fue destruida por una explosión de perclorato de amonio.

Los blanqueadores domésticos a base de cloro contienen hipoclorito de sodio mezclado con agua para crear una disolución de hipoclorito de sodio de aproximadamente 5% de hipoclorito de sodio y 95% de agua.

Veamos ejemplos de la escritura de la fórmula de compuestos ternarios especiales:

NOMBRE	FÓRMULA
Hipoyodito de bario	$Ba(IO)_2$ (Ba es 2+; IO es 1− como también el ClO; véase la tabla periódica y la tabla 6.5 o las tablas 6.1 y 6.5)
Perbromato de calcio	$Ca(BrO_4)_2$ (Ca es 2+; BrO_4 es 1− como también lo es ClO_4)
Clorato de potasio	$KClO_3$ (K es 1+; ClO_3 es 1−)
Yodato de hierro(III)	$Fe(IO_3)_3$ (Fe es 3+; IO_3 es 1−, como también ClO_3)

Ejercicio de estudio 7.9

Escriba el nombre correcto de cada uno de los siguientes compuestos:

a. $Sr(BrO_3)_2$ (bromato de estroncio)

b. $Hg(IO_3)_2$ [yodato de mercurio(II) o yodato mercúrico]

Ejercicio de estudio 7.10

Escriba la fórmula correcta de cada uno de los siguientes compuestos:

a. hipoyodito de bario [$Ba(IO)_2$]

b. perclorato de hierro(II) [$Fe(ClO_4)_2$]

Resuelva los problemas 12 y 13.

7.6 Ácidos, bases y sales

En nuestra explicación anterior, no clasificamos los compuestos sino solamente los nombramos y escribimos su fórmula. Ahora, vamos a nombrarlos y a escribir su fórmula

y también a clasificarlos como *ácidos* o *sales*. Muchos de estos ácidos, bases y sales son sustancias comunes de uso doméstico, con las que probablemente esté familiarizado. Señalaremos estas sustancias comunes en nuestro análisis acerca de los ácidos, bases y sales.

Las reglas especiales entran en juego cuando un compuesto incluye un ion hidrógeno (H^+) en lugar de un ion metálico o de un ion poliatómico positivo. Estos compuestos de hidrógeno tienen propiedades completamente diferentes en estado gaseoso o líquido (compuestos puros) a las que tienen en **disolución acuosa** (del latín *aqua*, que significa "agua") de un compuesto —una disolución en la que el compuesto se disuelve en agua.

En estado gaseoso, los compuestos de hidrógeno se nombran como derivados del hidrógeno. Por ejemplo, HCl es cloruro de hidrógeno, HCN es cianuro de hidrógeno y HBr es bromuro de hidrógeno.

Soluciones acuosas Soluciones en las que se disuelve un gas, un sólido o un líquido en agua.

Ácido (definición simplificada) Compuesto de hidrógeno que en disolución acuosa produce iones hidrógeno (H^+).

Ácidos

Cuando estos compuestos se encuentran en disolución acuosa se llaman *ácidos*. Es muy probable que usted ya esté familiarizado con el sabor ácido de los limones, que contienen un ácido conocido como ácido cítrico. Aunque desarrollaremos una definición mucho más precisa de un ácido en el capítulo 15, por ahora sólo necesita pensar en un **ácido** como un compuesto de hidrógeno que en disolución acuosa produce iones hidrógeno (H^+). En los compuestos *binarios*, el sufijo ***hídrico-*** significa "hidrógeno" o "en agua". La terminación **-uro** del anión se sustituye por la terminación **-hídrico** y se antepone la palabra **ácido**. Por tanto, el cloruro de hidrógeno en disolución acuosa es el *ácido clorhídrico*. El mismo procedimiento se aplica a los demás compuestos binarios y también al cianuro de hidrógeno (HCN), que en disolución acuosa es el *ácido cianhídrico*.

Clave del estudio:
-ato = ácido *-ico*
-ito = ácido *-oso*

En los compuestos *ternarios* y superiores se elimina la palabra "hidrógeno" y se utiliza el nombre del ion poliatómico; las terminaciones ***-ato*** o ***-ito*** se cambian por ***-ico*** y ***-oso***, respectivamente, añadiendo al principio la palabra **ácido.** Así, el "fosf*ato* de hidrógeno" (H_3PO_4) en disolución acuosa es el *ácido* fosfór*ico* y el "fosf*ito* de hidrógeno" (H_3PO_3) es el *ácido* fosfor*oso*. En la tabla 7.3 se resumen estos cambios.

Clave del estudio: Los ácidos tienen la fórmula general **HX,** donde **X** es un anión (ion no metálico o ion poliatómico negativo) en disolución acuosa.

TABLA 7.3 **Resumen de los nombres de los compuestos binarios y ternarios del hidrógeno en estado gaseoso o líquido y en disolución acuosa (agua)**

General			Ejemplo	
Gas o líquido	Solución acuosa	Fórmula	Nombre del gas o líquido	Nombre de la disolución acuosa
Binario con terminación en -uro				
_____-uro de hidrógeno	ácido_____-hídrico	HCl	Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico
Ternarios y superiores				
_____-ato de hidrógeno	ácido_____-ico	H_3PO_4	Fosfato de hidrógeno	Ácido fosfórico
_____-ito de hidrógeno	ácido_____-oso	HPO_3	Fosfito de hidrógeno	Ácido fosforoso

Veamos cómo se nombran los siguientes compuestos de hidrógeno en disolución acuosa:

FÓRMULA	NOMBRE DE LA DISOLUCIÓN ACUOSA
Binario	
HBr	*Ácido* brom*hídrico*
HI	*Ácido* yod*hídrico*
H_2S	*Ácido* sulf*hídrico*
Ternarios y superiores	
HNO_3	*Ácido* nítr*ico*
$HC_2H_3O_2$	*Ácido* acét*ico*
H_2SO_4	*Ácido* sulfúr*ico*
$HClO_2$	*Ácido* cloro*so*
$HBrO_4$	*Ácido per*bróm*ico*
HClO	*Ácido hipo*cloro*so*

Trabajando a la inversa otra vez, podemos obtener la fórmula a partir del nombre de los ácidos:

NOMBRE	FÓRMULA
Ácido fluorhídrico	HF (H es 1+; F es 1−; véase la tabla periódica o las tablas 6.1 y 6.2)
Ácido sulfuroso	H_2SO_3 (H es 1+; SO_3 es 2−; véase la tabla 6.5)
Ácido clorhídrico	$HClO_3$ (H es 1+; ClO_3 es 1−)
Ácido crómico	H_2CrO_4 (H es 1+; CrO_4 es 2−)

Ejercicio de estudio 7.11
Escriba el nombre correcto de cada uno de los siguientes compuestos:
a. $HBrO_2$ en disolución acuosa (ácido bromoso)
b. $HClO_4$ en disolución acuosa (ácido perclórico)

Ejercicio de estudio 7.12
Escriba la fórmula correcta de cada uno de los siguientes compuestos:
a. Ácido brómico ($HBrO_3$)
b. Ácido dicrómico ($H_2Cr_2O_7$)

Clave del estudio: Las bases tienen la fórmula general **MOH** donde **M** es un catión metálico.

Base (definición simplificada) Compuesto que contiene un ion metálico y uno o más iones hidróxido (OH^-).

Bases

Aunque tal vez no las conozca como *bases*, es muy probable que haya utilizado estos compuestos en algún momento de su vida. Las bases tienen un sabor amargo [por ejemplo, la leche de magnesia, $Mg(OH_2)$] y al tacto producen una sensación jabonosa o untuosa (por ejemplo, la disolución de lejía, NaOH). Desarrollaremos una definición más precisa de una base en el capítulo 15, pero por el momento sólo necesita pensar en una **base** como un compuesto que contiene un ion metálico y uno o más iones hidróxido (OH^-). Aunque estas bases no son compuestos binarios, tienen la terminación *-ido* debido al nombre del ion poliatómico OH^-.

Veamos los nombres de las siguientes bases:

FÓRMULA	NOMBRE
LiOH	Hidróx*ido* de litio
KOH	Hidróx*ido* de potasio
$Ca(OH)_2$	Hidróx*ido* de calcio
$Al(OH)_3$	Hidróx*ido* de aluminio

Y, de nuevo, podemos derivar la fórmula a partir del nombre:

NOMBRE	FÓRMULA
Hidróxido de hierro(III)	$Fe(OH)_3$ (Fe es 3+; OH es 1−; véanse las tablas 6.1 y 6.5)
Hidróxido de bario	$Ba(OH)_2$ (Ba es 2+; OH es 1−)
Hidróxido de magnesio	$Mg(OH)_2$ (Mg es 2+; OH es 1−)
Hidróxido de sodio	NaOH (Na es 1+; OH es 1−)

Ejercicio de estudio 7.13
Escriba el nombre correcto de los siguientes compuestos:
a. LiOH (hidróxido de litio)
b. $Pb(OH)_2$ [hidróxido de plomo(II) o hidróxido plumboso]

Resuelva los problemas 14 y 15.

Ejercicio de estudio 7.14
Escriba la fórmula correcta de cada uno de los siguientes compuestos:
a. Hidróxido de cadmio [$Cd(OH)_2$]
b. Hidróxido de hierro(II) [$Fe(OH)_2$]

Sales

Una *sal* es un compuesto que se forma cuando un catión (un ion metálico o un ion poliatómico positivo) reemplaza a uno o más de los iones hidrógeno de un ácido, o cuando un anión (un ion no metálico o un ion poliatómico negativo) reemplaza a uno o más de los iones hidróxido de una base. Por consiguiente, una **sal** es un compuesto iónico formado por un ion con carga positiva (catión) y un ion con carga negativa (anión). Son ejemplos de sales los compuestos binarios de cationes metálicos con aniones no metálicos y los compuestos ternarios formados por cationes metálicos o iones amonio con iones poliatómicos negativos. Así pues, son sales el bromuro de potasio (KBr), el nitrato de sodio ($NaNO_3$) y el sulfato de amonio [$(NH_4)_2SO_4$].

Clave del estudio: Las sales tienen la fórmula general **MX,** donde **M** es un catión (ion metálico o ion poliatómico con carga positiva); **X** es un anión (ion no metálico o ion poliatómico negativo).

Sal Compuesto iónico formado por un ion con carga positiva (catión) y un ion con carga negativa (anión).

La figura 7.5 muestra algunos productos de uso común que son ácidos, bases o sales. En las claves de estudio para los ácidos, bases y sales le indicamos las fórmulas generales para estos compuestos. Utilice esas fórmulas para clasificar cada uno de los siguientes compuestos como: (1) ácido, (2) base o (3) sal.

FÓRMULA	CLASIFICACIÓN
$HC_2H_3O_2$ en disolución acuosa	1, ácido, donde X = anión $C_2H_3O_2^-$
$Ca(C_2H_3O_2)_2$	3, sal, donde M = catión Ca^{2+} y X = anión $C_2H_3O_2^-$
$Mg(OH)_2$	2, base, donde M = catión Mg^{2+}
MgS	3, sal, donde M = catión Mg^{2+} y X = anión S^{2-}

Clave del estudio: En síntesis, las fórmulas generales son:

HX = ácido
MOH = base
MX = sal.

FIGURA 7.5
¿Ácido, base o sal? Los productos de uso común que son ácidos incluyen el agua carbonatada (ácido carbónico), las frutas (ácido cítrico), el vinagre (ácido acético), la aspirina (ácido acetilsalicílico) y la vitamina C (ácido ascórbico). Los productos de uso común que son básicos incluyen el limpiador para drenaje (hidróxido de sodio), el amoniaco, el blanqueador (hipoclorito de sodio) y el jabón. El Alka-Seltzer contiene un ácido y una base, mientras que el yeso es una sal ($CaSO_4 \cdot {}^1/_2H_2O$).

Ejercicio de estudio 7.15
Clasifique cada uno de los siguientes compuestos como: (1) un ácido, (2) una base, o (3) una sal.

a. $Ca(OH)_2$ (base)
b. $CaCrO_4$ (sal)
c. H_2CrO_4 en disolución acuosa (ácido)
d. K_2CrO_4 (sal)

Resuelva los problemas 16 y 17.

7.7 Nombres comunes

A pesar de las virtudes de los nombres sistemáticos, los nombres comunes de algunos compuestos aún persisten porque los primeros son demasiado largos y complicados de utilizarse. Por esta razón se usan nombres más cortos; usted ya sabe que el nombre sistemático de la sal de mesa es cloruro de sodio, pero ni siquiera el químico más vehemente pondría cloruro de sodio en lugar de sal de mesa. Algo similar sucede con el óxido de hidrógeno —el agua. En la tabla 7.4 se presenta una lista de los nombres comunes de algunas sustancias y los usos con los que usted puede estar familiarizado. La figura 7.6 intenta ilustrar por qué pueden ser importantes estos nombres comunes algún día.

✓ Resumen

La nomenclatura es parte del lenguaje de la química. Esta forma sistemática de nombrar los compuestos deriva de los nombres y fórmulas de los cationes, los aniones y los iones poliatómicos (sección 7.1).

Todos los compuestos binarios terminan en *-ido* o en *-uro*. En el nombre de los compuestos binarios que están formados por dos *no metales* se utilizan los prefijos griegos para

TABLA 7.4 **Nombres comunes de algunos compuestos, nombres sistemáticos, fórmulas y algunos usos**

NOMBRE COMÚN	NOMBRE SISTEMÁTICO	FÓRMULA	USO
Amoniaco	Nitruro de hidrógeno	NH_3	Limpiador, refrigerante comercial, fertilizante
Polvo de hornear, bicarbonato	Carbonato ácido de sodio	$NaHCO_3$	Polvo de hornear, algunos extintores de fuego, antiácido, desodorante
Hielo seco (sólido), gas carbónico (gas)	Dióxido de carbono	CO_2	Extintores de fuego, sustancias congelantes, gas de invernadero
Sales de Epsom	Sulfato de magnesio heptahidratado	$MgSO_4 \cdot 7H_2O$	Laxante fuerte, para lavar tejidos infectados
Gas hilarante	Monóxido de dinitrógeno	N_2O	Anestésico
Mármol, yeso, piedra caliza	Carbonato de calcio	$CaCO_3$	Para fabricar cemento, antiácido y para prevenir la diarrea
Leche de magnesia	Hidróxido de magnesio	$Mg(OH)_2$	Antiácido y laxante
Ácido muriático	Ácido clorhídrico	HCl	Limpiador de metales como el hierro antes de galvanizar; ácido del estómago (digestivo); ácido para "piscinas"
Gas natural	Metano (componente principal)	CH_4	Para calefacción doméstica y de edificios
Aceite de vitriolo	Ácido sulfúrico	H_2SO_4	Ácido de bacterias (diluido), limpiador de metales
Cal viva, cal	Óxido de calcio	CaO	Para producir cal apagada
Cal apagada	Hidróxido de calcio	$Ca(OH)_2$	Para hacer argamasa
Lejía, sosa cáustica	Hidróxido de sodio	NaOH	Para fabricar jabón, limpiador de tuberías
Azúcar	Sacarosa	$C_{12}H_{22}O_{11}$	Endulzante o edulcorante
Sal de mesa	Cloruro de sodio	NaCl	Sazonador
Vinagre (cuando está en disolución diluida alrededor de 5%)	Ácido acético	$HC_2H_3O_2$	Para aderezar ensaladas, para encurtir algunos alimentos
Agua	Óxido de hidrógeno (monóxido de dihidrógeno)	H_2O	Para beber, para lavar

Clave del estudio: Un nombre común es como un apodo. Es una manera más breve de nombrar algo.

Resuelva el problema 18.

indicar la cantidad de átomos de cada elemento presente en el compuesto (sección 7.2). Otros compuestos binarios contienen un ion metálico (con carga iónica fija o variable) y un ion no metálico. El nombre de estos compuestos se forma utilizando el nombre del ion no metálico seguido por el nombre del ion metálico. Para los compuestos que contienen iones metálicos con carga variable, se utiliza el sistema Stock o el sistema con los sufijos *-oso* o *-ico* para especificar la carga del ion metálico. Se prefiere el uso del sistema Stock (sección 7.3).

FIGURA 7.6
El polvo para hornear (bicarbonato de sodio) extingue el fuego.

Diagrama para nombrar cationes

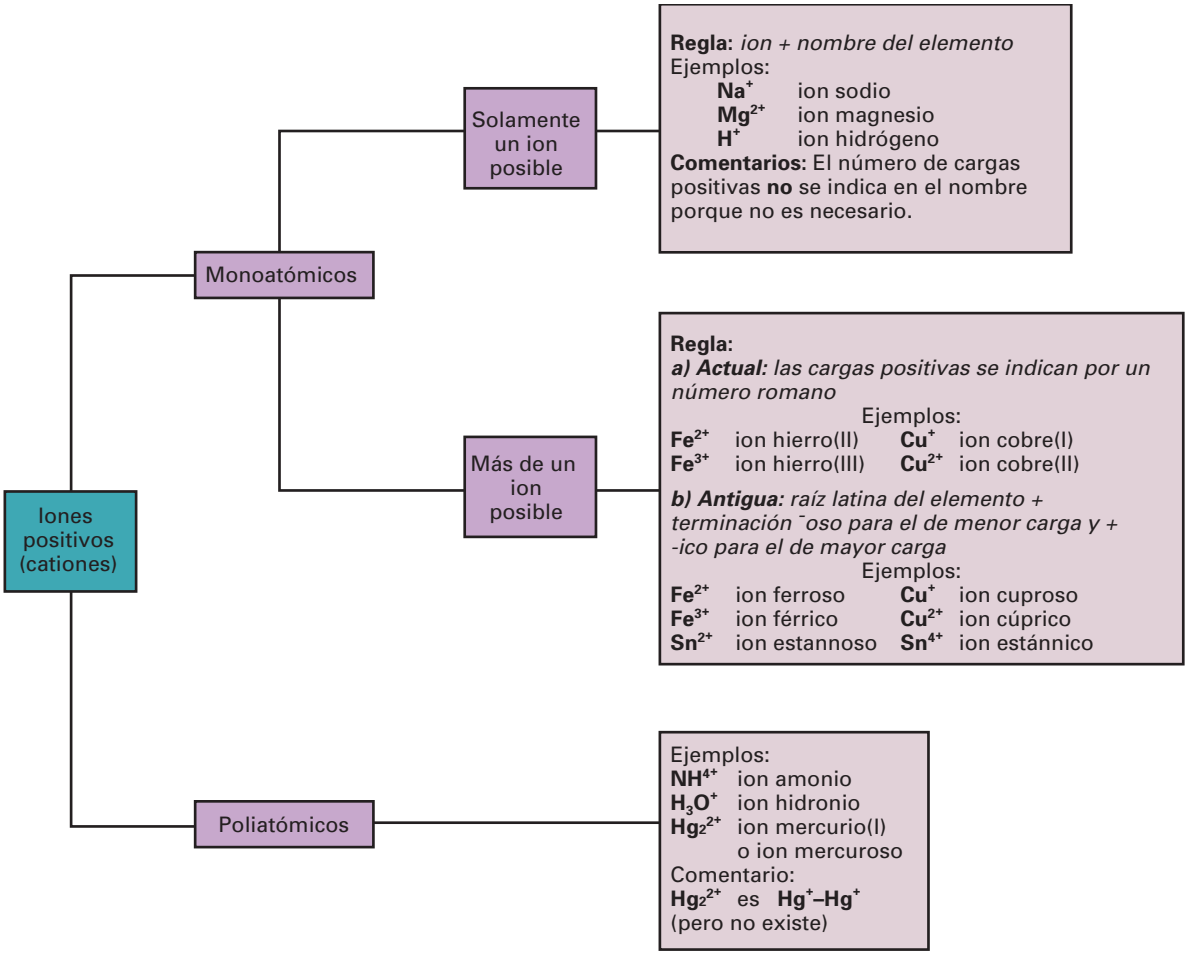


Diagrama para nombrar compuestos

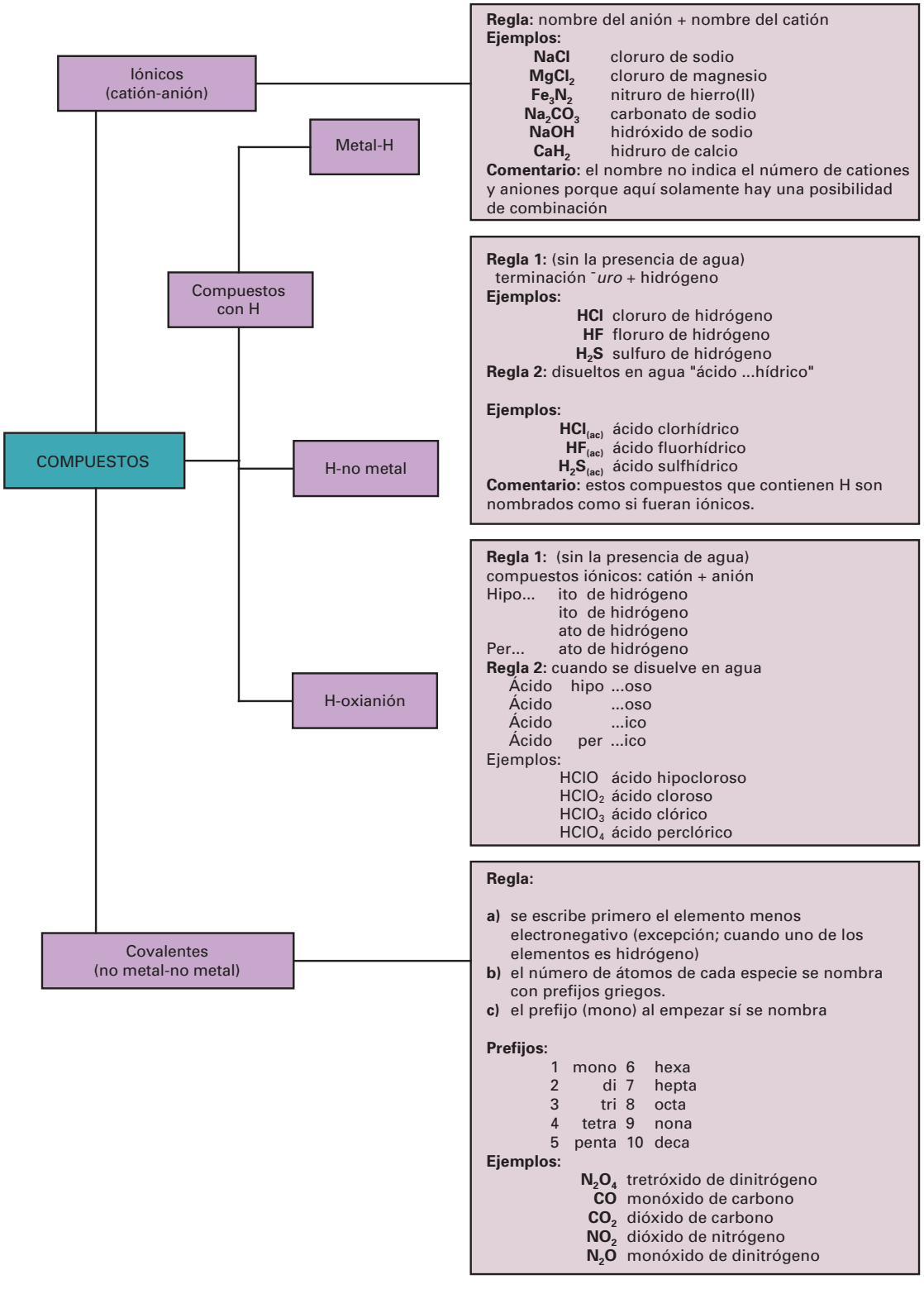
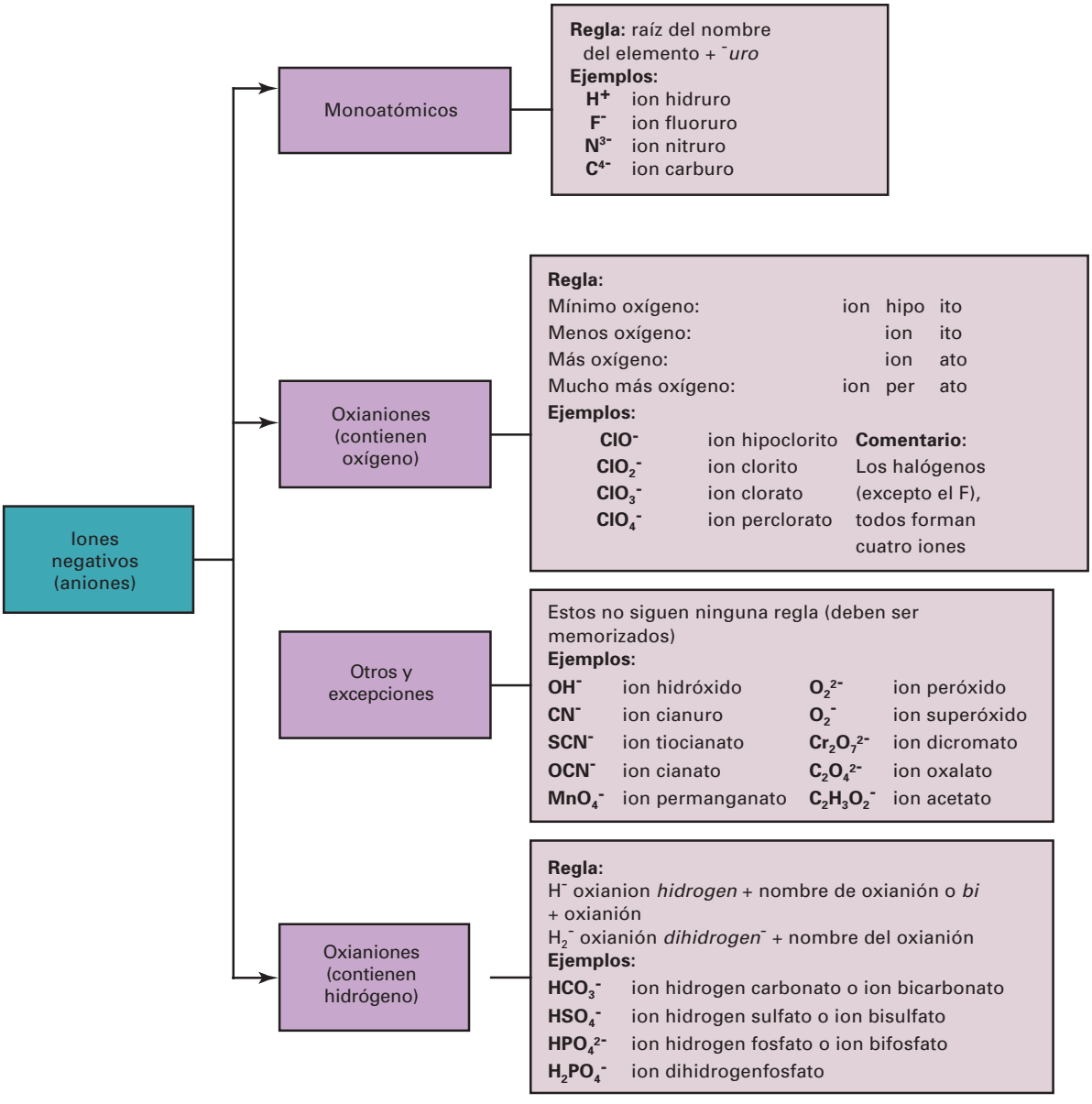


Diagrama para nombrar aniones



Los compuestos ternarios y superiores están formados por tres o más tipos de átomos. Éstos incluyen un ion metálico (con carga iónica fija o variable) y un ion poliatómico (sección 7.4). Los compuestos ternarios que contienen halógeno incluyen un ion poliatómico (un ion oxihalógeno) y un ion metálico (sección 7.5).

Los ácidos y bases son tipos especiales de compuestos. Un *ácido* es un compuestode hidrógeno que en disolución acuosa produce iones hidrógeno (H^+). Una *base* es un compuesto que contiene un ion metálico y uno o más iones hidróxido. Las sales son compuestos que se obtienen cuando uno o más de los iones hidrógeno de un ácido se sustituye por otro catión o cuando uno o más iones hidróxido de una base se sustituyen por otro anión.

Por tanto, una *sal* es un compuesto iónico formado por un ion con carga positiva (catión) y un ion con carga negativa (anión) (sección 7.6).

En química persiste el uso de los nombres comunes para algunas sustancias. Como ejemplo tenemos el agua, la sal y el amoniaco. Algunos de estos compuestos se resumen en la tabla 7.4 (sección 7.7).

Ejercicios

1. Defina o explique los siguientes términos (el número entre paréntesis se refiere a la sección del texto donde se menciona el término):

a. compuestos inorgánicos (7.1)
b. compuestos binarios (7.1)
c. compuestos ternarios (7.1)
d. disoluciones acuosas (7.6)
e. ácido (7.6)
f. base (7.6)
g. sal (7.6)

2. Escriba el significado de los siguientes prefijos o sufijos:

a. *-ido* y *-uro*
b. *-ato*
c. *-ico* (ácido)
d. *-ito*
e. *-oso* (ácido)
f. *-oso* (catión)
g. *-ico* (catión)
h. *hipo-*
i. *hidro-*
j. *per-*

3. Diga cuál es la diferencia entre:

a. un compuesto binario y uno ternario
b. un ion poliatómico positivo y un ion poliatómico negativo
c. el amoniaco y el ion amonio
d. el polvo para hornear y la lejía de sosa
e. la cal viva y la cal apagada
f. los sufijos *-ato* e *ito*

Fórmulas de iones

4. Escriba la fórmula de cada uno de los siguientes iones:

a. sulfato
b. nitrato
c. carbonato
d. cloruro
e. clorito
f. sulfito
g. bromato
h. bromito
i. perbromato
j. carbonato ácido (bicarbonato)
k. cromato
l. dicromato
m. hierro(III)
n. hierro(II)

o. bario
p. cobre(II)
q. aluminio
r. potasio
s. estaño(IV)
t. estannoso

Nombres de iones

5. Escriba el nombre de cada uno de los siguientes iones:

a. ClO^- **b.** ClO_2^- **c.** S^{2-} **d.** OH^-
e. HSO_3^- **f.** CN^- **g.** $Cr_2O_7^{2-}$ **h.** Br^-
i. HCO_3^- **j.** HSO_4^- **k.** Mg^{2+} **l.** NH_4^+
m. Cd^{2+} **n.** Sn^{4+} **o.** Sn^{2+} **p.** Zn^{2+}
q. Pb^{2+} **r.** H^+ **s.** Hg_2^{2+} **t.** Hg^{2+}

Problemas

Compuestos binarios que contienen dos no metales (véase la sección 7.2)

6. Escriba el nombre correcto de cada uno de los siguientes compuestos:

a. ClO_2 **b.** P_2S_5 **c.** N_2O_5 **d.** N_2O **e.** SO_2
f. CO **g.** P_4O_6 **h.** CO_2 **i.** N_2O_4 **j.** SO_3

7. Escriba la fórmula correcta de cada uno de los siguientes compuestos:

a. trióxido de azufre
b. tetróxido de dinitrógeno
c. dióxido de carbono
d. hexóxido de tetrafósforo
e. monóxido de carbono
f. dióxido de azufre
g. monóxido de nitrógeno
h. pentóxido de dinitrógeno
i. pentasulfuro de difósforo
j. dióxido de cloro

Compuestos binarios que contienen un metal y un no metal (véase la sección 7.3)

8. Escriba el nombre correcto de cada uno de los siguientes compuestos:

a. SnS_2 **b.** CuO **c.** CaO **d.** $HgBr_2$ **e.** SnF_2
f. LiI **g.** Hg_2Cl_2 **h.** PbS **i.** SnI_4 **j.** SrO

9. Escriba la fórmula correcta de cada uno de los siguientes compuestos:

a. óxido de estroncio
b. yoduro de estaño(IV)
c. sulfuro de plomo(II)
d. cloruro de mercurio(I)
e. yoduro de litio
f. fluoruro de estaño(II)
g. bromuro de mercurio(II)
h. óxido de calcio
i. óxido de cobre(II)
j. sulfuro de estaño(IV)

Compuestos ternarios y superiores (véase la sección 7.4)

10. Escriba el nombre correcto de cada uno de los siguientes compuestos:

a. $Fe(NO_2)_2$ **b.** $Mg(CN)_2$ **c.** $(NH_4)_2SO_4$ **d.** $CdCO_3$

e. $Al_2(Cr_2O_7)_3$ **f.** $Al_2(SO_4)_3$ **g.** Li_2SO_3 **h.** Cu_2CO_3

i. $Ba(NO_3)_2$ **j.** Ag_3PO_4

11. Escriba la fórmula correcta de cada uno de los siguientes compuestos:

a. fosfato de plata **b.** nitrato de bario

c. carbonato de cobre(I) **d.** sulfito de litio

e. sulfato de aluminio **f.** dicromato de aluminio

g. carbonato de cadmio **h.** sulfato de amonio

i. cianuro de magnesio **j.** nitrito de hierro(II)

Compuestos ternarios que contienen halógeno (véase la sección 7.5)

12. Escriba el nombre correcto de cada uno de los siguientes compuestos:

a. $LiBrO_4$ **b.** $Cu(ClO_3)_2$ **c.** $Mg(ClO_4)_2$ **d.** $Ca(ClO)_2$

e. $Mg(BrO_3)_2$ **f.** $LiClO_4$ **g.** $KClO$ **h.** $Fe(ClO_4)_3$

i. $Cd(IO_3)_2$ **j.** $NaClO_2$

13. Escriba la fórmula correcta de cada uno de los siguientes compuestos:

a. clorito de sodio **b.** yodato de cadmio

c. perclorato de hierro(III) **d.** hipoclorito de potasio

e. perclorato de litio **f.** bromato de magnesio

g. hipoclorito de calcio **h.** perclorato de magnesio

i. clorato de cobre(II) **j.** perbromato de litio

Ácidos, bases y sales (véase la sección 7.6)

14. Escriba el nombre correcto de cada uno de los siguientes compuestos:

a. H_2SO_4 en disolución acuosa **b.** $Ca(OH)_2$

c. $H_2C_2O_4$ en disolución acuosa **d.** HNO_3 en disolución acuosa

e. $Ba(OH)_2$ **f.** $HBrO_3$ en disolución acuosa

g. $LiOH$ **h.** $HClO$ en disolución acuosa

15. Escriba la fórmula correcta de cada uno de los siguientes compuestos:

a. ácido hipocloroso **b.** hidróxido de litio

c. ácido brómico **d.** hidróxido de bario

e. ácido nítrico **f.** ácido oxálico

g. hidróxido de calcio **h.** ácido sulfúrico

16. Clasifique cada uno de los siguientes compuestos como: (1) un ácido, (2) una base y (3) una sal. Suponga que todos los compuestos solubles se encuentran en disolución acuosa.

a. H_3PO_4 **b.** $SrCO_3$ **c.** $(NH_4)_2CO_3$ **d.** $AlCl_3$

e. $HMnO_4$ **f.** $Ca(OH)_2$ **g.** $HC_2H_3O_2$ **h.** $CaCl_2$

17. Clasifique cada uno de los siguientes compuestos como: (1) un ácido, (2) una base y (3) una sal. Suponga que todos los compuestos solubles se encuentran en disolución acuosa.

a. $MgCl_2$ **b.** $CaSO_4$ **c.** $PbCO_3$ **d.** $Sr(OH)_2$

e. $Hg(C_2H_3O_2)_2$ **f.** $H_2Cr_2O_7$ **g.** NH_4Br **h.** LiOH

Nombres comunes (véase la sección 7.6)

18. Escriba la fórmula correcta del ingrediente químico "principal" de cada uno de los siguientes compuestos:

a. vinagre **b.** mármol

c. sal de mesa **d.** polvo para hornear

e. leche de magnesia **f.** amoniaco

g. gas hilarante **h.** ácido muriático

19. Complete la siguiente tabla escribiendo la fórmula correcta de los compuestos que se forman al combinarse los siguientes cationes y aniones:

	Aniones			
CATIONES	CLORURO	CARBONATO	SULFATO	FOSFATO
Potasio				
Bario				
Hierro(III)				
Aluminio				

20. Escriba la fórmula correcta de cada uno de los siguientes compuestos:

a. fosfato de estaño(II) **b.** permanganato de plata

c. hipoyodito de calcio **d.** sulfato de magnesio

e. oxalato de fósforo **f.** ácido perclórico

g. trifluoruro de fósforo **h.** nitrato de cadmio

i. fosfato de plomo(II) **j.** carbonato ácido de estroncio

k. nitruro de calcio **l.** cloruro de mercurio(II)

m. pentacloruro de fósforo **n.** óxido plúmbico

21. Escriba el nombre correcto de cada uno de los siguientes compuestos:

a. $Ca_3(PO_4)_2$ **b.** $Mg(ClO_3)_2$

c. $PbSO_4$ **d.** $CaCr_2O_7$

e. $Ba(OH)_2$ **f.** $Sn(HCO_3)_2$

g. $K_2C_2O_4$ **h.** $Li_2Cr_2O_7$

i. $HC_2H_3O_2$ en disolución acuosa **j.** $ZnCl_2$

k. Cd_3P_2 **l.** LiOH

m. KH **n.** SnS_2

22. El ingrediente activo en algunos antiácidos comerciales se refiere como "carbonato de calcio". ¿Cuál es la fórmula de esta sustancia?

23. El yoduro de potasio se utiliza en jarabes para la tos como un expectorante. ¿Cuáles son las configuraciones electrónicas de los iones potasio y yodo que forman el yoduro de potasio?

✓ Cuestionario del capítulo 7

Puede utilizar la tabla periódica.

1. Escriba el nombre correcto de cada uno de los siguientes compuestos:

a. KI **b.** CuI **c.** $FeSO_3$ **d.** P_2S_5

e. $KClO_3$ **f.** SnO_2 **g.** $(NH_4)_2SO_4$ **h.** Na_3PO_4

2. Escriba la fórmula correcta de cada uno de los siguientes compuestos:

a. nitruro de calcio **b.** óxido de cobre(I)

c. amoniaco **d.** cromato de litio

e. ácido nítrico **f.** perclorato de amonio

g. sulfato de estaño(IV) **h.** dicromato de magnesio

3. Clasifique cada uno de los siguientes compuestos como: (1) un ácido, (2) una base o (3) una sal. Suponga que todos los compuestos solubles están en disolución acuosa.

a. $AlPO_4$ **b.** $HC_2H_3O_2$ **c.** $Mg(OH)_2$ **d.** $MgCl_2$

Sacarosa (Fórmula: $C_{12}H_{22}O_{11}$)

Para bien o para mal, la sacarosa (azúcar) es parte de nuestras vidas.

El compuesto SACAROSA: ¡Qué dulce es!

Nombre: A la sacarosa comúnmente se le llama *azúcar*. Algunos nombres más comunes para la sacarosa son *azúcar de caña* y *azúcar de remolacha*. Su fórmula química es $C_{12}H_{22}O_{11}$. La sacarosa es un *carbohidrato* formado por carbono (*carbo-*) y agua (*-hidrato*). Un carbohidrato tiene como fórmula química: $(CH_2O)_n$. La sacarosa está formada por dos carbohidratos más pequeños, fructosa [$(CH_2O)_6$] y glucosa [dextrosa, también $(CH_2O)_6$]. Al combinarse las dos unidades más pequeñas para formar la sacarosa se pierde una molécula de agua; por consiguiente, la sacarosa tiene la fórmula $(C)_{12}(H_2O)_{11}$ en lugar de $(CH_2O)_{12}$.

Apariencia: El azúcar es un sólido cristalino blanco que por calentamiento toma color café (se carameliza) y luego negro. Ésta es la base para la fabricación de dulces. El calentamiento lento de la sacarosa la vuelve de color café claro primero (caramelos blandos) y luego café oscuro (chicloso o quebradizo), cuando el calentamiento se prolonga. Si la mezcla no tiene suficiente agitación, se calienta demasiado y se quema (cambia a color negro).

Abundancia: La sacarosa se encuentra extensamente distribuida por todo el reino vegetal en frutas, semillas, flores y raíces. Las fuentes principales de la sacarosa son la caña de azúcar (de 15 a 20% de los tallos) y la remolacha azucarera (de 10 a 17% de la remolacha). Cantidades más pequeñas de sacarosa (como jarabes) se obtienen del arce y el sorgo.

Origen: La sacarosa es el compuesto orgánico de mayor volumen que se produce en el mundo. La caña se tritura y se lava con agua para eliminar la mayor cantidad de la sacarosa. La disolución obtenida se evapora hasta tener un *jarabe*. Una mayor concentración del jarabe es de color negro parduzco y la cristalización produce la sacarosa no refinada. Una nueva purificación por cristalización produce el sólido blanco con el que estamos familiarizados.

Importancia en nuestro mundo: La sacarosa se ha conocido como un endulzante a lo largo de la historia. Se cree que el origen de la caña de azúcar está en la India o Nueva Guinea, y desde el año 1000 a.C. ya se había propagado hasta el sur del Pacífico. Hacia el año 400 a.C. la sacarosa se podía encontrar en el Medio Oriente, y para el siglo XII ya se utilizaba en la mayor parte de Europa. Venecia se convirtió en un

centro para el comercio del azúcar, y Marco Polo registró durante sus viajes las técnicas avanzadas que se utilizaban en China para el refinamiento del azúcar. Colón la trajo al Nuevo Mundo, y hacia el año 1750 el azúcar ya se utilizaba en todo el mundo.

La sacarosa no sólo se utiliza como endulzante sino también como conservador, como excipiente, como mejorador del sabor y a manera de texturizante. Otra característica importante de la sacarosa es que puede servir como alimento para levaduras. La levadura convierte la sacarosa y el agua en alcohol etílico (C_2H_6O) y dióxido de carbono (véase el cuadro acerca del dióxido de carbono en el capítulo 9).

La sacarosa se presenta en muchas formas. El azúcar granulada es la forma tradicional de producción. Con la molienda se obtiene el azúcar pulverizada, a la cual se tiene que añadir un poco de almidón de maíz para evitar la formación de una "torta". Para preparar los cubos de azúcar se mezcla la sacarosa con jarabe de sacarosa, y se vierte la mezcla en moldes, para luego dejar endurecer los cubos por drenado y evaporación. El precio del azúcar en cubo es más elevado que el del azúcar granulada por las etapas adicionales en su elaboración. El azúcar morena o mascabado se puede obtener por dos métodos: (1) mezclando la sacarosa y un jarabe adecuado para lograr el sabor y el color deseados, o (2) concentrando el jarabe y permitiéndole cristalizar con rapidez para atrapar los compuestos que le dan el color y el sabor del azúcar mascabado. La verdadera *melaza* es en realidad un jarabe denso y negro con sabor fuerte que se utiliza como alimento para ganado o para la fermentación.

Acontecimientos raros: La variedad más importante de caña de azúcar para la producción comercial de sacarosa antes de 1920 fue la *caña noble*. En la década de 1920, el virus del mosaico diezmó los campos de caña comercial, y se tuvieron que desarrollar nuevas cepas que fueran resistentes a la enfermedad del mosaico. Muchas de estas cepas se encuentran ahora a disposición y se utilizan en la producción comercial. Otro aspecto interesante del cultivo de la caña de azúcar es que la sacarosa no se descompone en las cañas como la fruta en los árboles o los viñedos. De esta manera, la caña de azúcar no "madura" y es posible cosecharla en casi cualquier tiempo, clima y estación. Las cañas se cortan a nivel del suelo y por lo general crece otra cosecha sin volver a plantar. Sin embargo, el rendimiento disminuye y las plantas viejas deben ser sustituidas por nuevas.

Química sustentable y CTS

Cerámicas superconductoras y superconductividad

Una cerámica, en general, se puede considerar como un material inorgánico, no metálico, el cual se procesa a altas temperaturas. Como un ejemplo de los materiales cerámicos podemos mencionar, entre otros, los siguientes compuestos: silicatos, cupratos, fluoruros, etc. Algunos contienen iones metálicos como los carburos y nitruros de silicio. Estas cerámicas se presentan en forma cristalina, amorfa, monocristalina, vítrea y en fibras.

Cerámicas superconductoras de alta temperatura crítica: óxidos que presentan la transición al estado superconductor a temperaturas mayores que 23 K (-250.15°C).

Silicatos: óxidos que contienen silicio en su estructura cristalina.

Cupratos: óxidos que contiene cobre en su estructura cristalina.

Fluoruros: óxidos que contienen flúor en su estructura cristalina.

Carburos: materiales que contienen carbón en su estructura.

Nitruros: materiales que contienen nitrógeno en su estructura.

Vítrea: parecido al vidrio.

Fenómeno de la superconductividad

Características esenciales de los materiales superconductores:

- Desaparición abrupta de la resistencia eléctrica cuando el material se enfría por debajo de cierta temperatura, llamada temperatura crítica (Tc), que es característica de cada material, y que se define como la temperatura a la cual el material pasa al estado superconductor. En otras palabras, podemos decir que en los materiales superconductores la conductividad es infinita.
- Comportamiento magnético: los materiales en el estado superconductor son diamagnetos perfectos, esto es, cuando se aplica un campo magnético externo a un superconductor por debajo de su Tc, éste es rechazado del material (efecto Meissner).

Temperatura crítica (Tc): Es la temperatura a la cual el material pasa al estado superconductor.

Aplicaciones de los materiales superconductores

a) Asociadas con sus propiedades eléctricas y magnéticas:

- Posibilidad de transmitir corriente eléctrica a largas distancias (cientos de kilómetros), sin pérdidas.
- Miniaturización de las tabletas de los circuitos integrados.

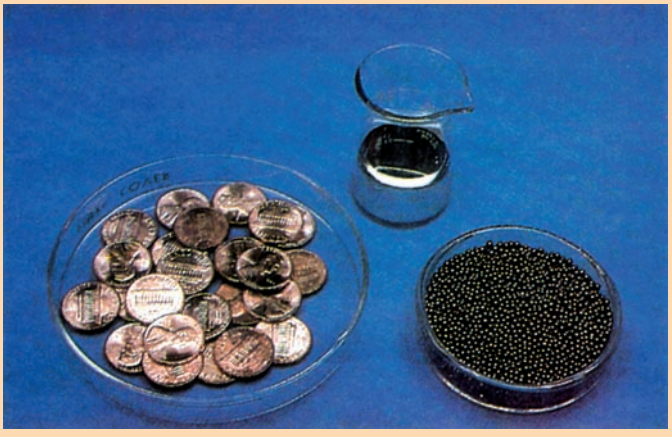
b) Asociadas con la producción de campos magnéticos:

- Laboratorios de investigación: resonancia magnética nuclear y la microscopía electrónica de alta resolución.
- Biología: estudiar los efectos en el crecimiento de plantas y animales, al aplicar campos magnéticos grandes.
- Química: cambiar el mecanismo de las reacciones químicas, cuando se tienen iones magnéticos.
- Medicina: para estudiar el cerebro humano, ya que se pueden detectar los campos magnéticos diminutos que genera el cerebro; arreglo de arterias, secar tumores y curar aneurismas, sin cirugía.
- Sistemas de transporte: trenes que "levitan" sobre los rieles sin tener fricción con ellos, haciendo factible las velocidades desarrolladas comúnmente por los aviones.
- Generación de energía nuclear: por fusión, ésta no presenta problemas de desechos radiactivos.
- Industria: separación de materiales paramagnéticos y ferromagnéticos. Industria del caolín.
- Contaminación de aguas: las aguas se ionizan y al pasar por el campo magnético, estos iones se desvían y se apartan del agua.
- Aceleradores de partículas de energía muy grande.

El desarrollo de nuevos materiales y los avances en la tecnología son un papel fundamental en el futuro.

Capítulo 8

Cálculos que comprenden elementos y compuestos



Cobre (Cu, 63.5 g), mercurio (Hg, 200.0 g) y plomo (Pb, 207.2 g). Aunque cada una de estas sustancias tiene diferente masa, todas tienen algo en común. Todas son iguales a un mol de su sustancia respectiva y contienen la misma cantidad de partículas. En este capítulo analizaremos el tema.

Objetivos del capítulo 8

1. Calcular la fórmula o masa molecular de un compuesto (sección 8.1).
2. Calcular la masa molar de un elemento o compuesto y utilizar el número de Avogadro para hacer conversiones entre masa, cantidad de partículas y moles. Aprender a usar las relaciones molares de los elementos en un mol de un compuesto (sección 8.2.).
3. Aprender a usar el volumen molar de un gas en condiciones TPN para interconvertir la masa, las moles, la masa molecular y la masa molar, así como la densidad de un gas a TPN de un elelmento o de un compuesto (sección 8.3).
4. Calcular la composición porcentual de un compuesto (sección 8.4).
5. Calcular las fórmulas empírica y molecular de un compuesto (sección 8.5).

Cuenta regresiva

5. Determine la cantidad de átomos de cada elemento y escriba el nombre de éste en cada una de las siguientes fórmulas (sección 3.3).

a. $SnCl_2$ (1 átomo de estaño, 2 átomos de cloro)

b. $Sn(CrO_4)_2$ (1 átomo de estaño, 2 átomos de cromo, 8 átomos de oxígeno)

4. Determine la cantidad de cifras significativas en los siguientes números (sección 2.5).

a 12.60 (4) **b.** 0.0750 (3)

c. 4007 (4) **d.** $89\overline{0}$ (3)

3. Realice las siguientes operaciones y exprese la respuesta para el número de cifras significativas adecuado (secciones 2.5 y 2.6).

a. $\begin{array}{r} 72.0 \\ \underline{12} \end{array}$ (84)

b. $\dfrac{5.0 \times \overline{100}}{64.5} =$ (7.8)

c. $0.321 \times 142.1 =$ (45.6)

d. $\dfrac{8.752}{32.0} =$ (0.274)

2. Realice las operaciones indicadas en los siguientes números exponenciales. Exprese la respuesta hasta tres cifras significativas en notación científica (secciones 2.6 y 2.7).

a. $\dfrac{7.43 \times 10^{26}}{6.02 \times 10^{23}} =$ (1.23×10^{3})

b. $1.23 \times 10^{-1} \times 6.02 \times 10^{23} =$ (7.40×10^{22})

c. $\dfrac{35.453}{6.02 \times 10^{23}} =$ (5.89×10^{-23})

d. $\dfrac{197.5 \times 10^{26}}{6.02 \times 10^{23}} =$ (3.28×10^{4})

1. Calcule la densidad (en g/cm^3) de una pieza de cobre metálico que tiene un volumen de 25.0 mL y 224 g de masa (secciones 2.1, 2,2, 2.5 y 2.6).

(8.96 g/cm3)

Suponga por un momento que usted es un químico investigador y que está tratando de identificar un veneno utilizado en un asesinato. O, tal vez, sólo está tratando de desarrollar un aditivo de lavandería que deje la ropa "más blanca que el blanco". Durante el proceso de resolución del problema, usted haría lo mismo que otros químicos en el mundo: realizaría experimentos y haría cálculos. Estos cálculos podrían ir desde los más sencillos hasta los muy complejos que requieren el uso de computadoras. En este capítulo consideraremos algunos de los cálculos básicos que realizan los químicos.

En los capítulos anteriores hemos visto una descripción general de los elementos y compuestos con algunos cálculos sencillos. Ahora aprenderemos conceptos más cuantitativos (¿qué tanto más?) en los que participan elementos y compuestos. En nuestros cálculos utilizaremos el método de *análisis dimensional* para la resolución de problemas, ya visto en la sección 2.8. Antes de seguir con la lectura le recomendamos que revise esta sección.

8.1 Cálculo de la masa molecular

Uno de los cálculos más sencillos es el de la masa molecular o masa fórmula de un compuesto. Ya sabemos (sección 3.3) que los subíndices en la fórmula de un compuesto representan la cantidad de átomos de los elementos respectivos en una moécula o fórmula mínima del compuesto. Por ejemplo, en una molécula de azúcar (sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$) hay 12 átomos de carbono, 22 átomos de hidrógeno y 11 átomos de oxígeno. En la sección 4.1 vimos que las masas átomicas relativas de los elementos se pueden expresar en *uma.* Para determinar la masa molecular o masa fórmula de un compuesto, primero multiplicamos la cantidad de átomos de un elemento específico del compuesto por la masa átomica de ese mismo átomo. Utilizaremos la tabla de masas atómicas aproximadas que se encuentra en el interior de la portada posterior de este libro. Luego sumamos los resultados de todos los tipos de átomos del compuesto. Es decir,

masa molecular o masa fórmula	=	cantidad de átomos de un elemento por su masa atómica	+	lo mismo para los otros elementos del compuesto

Observe que, aunque son idénticos los cálculos para la masa de la fórmula y la masa molecular, el término "masa molecular" sólo se aplica a los compuestos que existen como moléculas y que están unidos con enlaces covalentes. El término *masa fórmula* se utiliza para describir los compuestos que existen como iones con enlaces iónicos, porque estos compuestos se expresan en *fórmulas mínimas* (véase la sección 6.3).

EJEMPLO 8.1 Calcule la masa fórmula del sulfato de sodio (Na_2SO_4).

RESULTADO En una fórmula mínima hay dos átomos de sodio, un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno. Por tanto, podemos calcular la masa fórmula como sigue:

$$2 \text{ átomos Na} \times \frac{23.0 \text{ uma}}{1 \text{ átomo Na}} = 46.0 \text{ uma}$$

$$1 \text{ átomo S} \times \frac{32.1 \text{ uma}}{1 \text{ átomo S}} = 32.1 \text{ uma}$$

$$4 \text{ átomos O} \times \frac{16.0 \text{ uma}}{1 \text{ átomo O}} = 64.0 \text{ uma}$$

$$\text{masa fórmula de } Na_2SO_4 = 142.1 \text{ uma}$$

Respuesta

La respuesta se expresa hasta la cifra más pequeña presente en todos los números que se suman (sección 2.6), que, en este ejemplo, es el primer decimal. El cálculo se puede simplificar como se expresa a continuación:

$$\begin{aligned} 2 \times 23.0 \text{ uma} &= 46.0 \text{ uma} \\ 1 \times 32.1 \text{ uma} &= 32.1 \text{ uma} \\ 4 \times 16.0 \text{ uma} &= 64.0 \text{ uma} \\ \text{masa del } Na_2SO_4 &= 142.1 \text{ uma} \end{aligned}$$

Respuesta

Clave del estudio: Observe que utilizamos el mismo método para determinar la masa molecular y la masa de la fórmula mínima.

EJEMPLO 8.2 Calcule la masa molecular del azúcar (sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$).

RESULTADO

$$\begin{aligned} 12 \times 12.0 \text{ uma} &= 144 \text{ uma} \\ 22 \times 1.0 \text{ uma} &= 22 \text{ uma} \\ 11 \times 16.0 \text{ uma} &= 176 \text{ uma} \\ \text{masa molecular de } C_{12}H_{22}O_{11} &= 342 \text{ uma} \end{aligned}$$

Respuesta

Ejercicio de estudio 8.1

Calcule la masa molecular del agua (H_2O). (18.0 uma)

Resuelva los problemas 3 y 4.

8.2 Cálculo de unidades molares. Número de Avogadro (*N*)

Mol Cantidad de una sustancia que contiene una cantidad de átomos, fórmulas mínimas, moléculas o iones igual al número de átomos contenidos en 12 g exactos de carbono-12 (cerca de 6.02×10^{23} átomos).

Número de Avogadro Cantidad de átomos en 12 g exactos de carbono-12 (aproximadamente 6.02×10^{23}); es equivalente a un mol de una sustancia.

Cuando hablábamos de las masas atómicas, utilizamos como patrón el ^{12}C. También vamos a utilizar el ^{12}C para definir un término nuevo: el mol. El **mol** (que se abrevia **mol**) es la cantidad de una sustancia que contiene la *misma cantidad* de átomos, moléculas o iones como átomos hay en *exactamente 12 g de* ^{12}C. Pero, ¿cuántos átomos de ^{12}C hay en exactamente 12 g de carbono-12? Los experimentos químicos han demostrado que hay 6.02×10^{23} átomos en exactamente 12 g de carbono-12, es decir, en 1 mol *de átomos de* ^{12}C *hay* 6.02×10^{23} *átomos, y esta cantidad de átomos tiene una masa de exactamente* 12 g, *la masa atómica para el* ^{12}C *expresada en gramos.* A esta cantidad 6.02×10^{23}, o 602,000,000,000,000,000,000,000, se le llama **número de Avogadro** (*N*) en honor al físico y químico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856), cuya imagen aparece en la figura 8.1. Las figuras 8.2, 8.3 y 8.4 podrán ayudarle a comprender el significato de esta cantidad tan grande.

FIGURA 8.1
Estampilla postal italiana en honor a Amedeo Avogadro. (Cortesía de C. Marvin Lang; fotografía de Gary Shuifer).

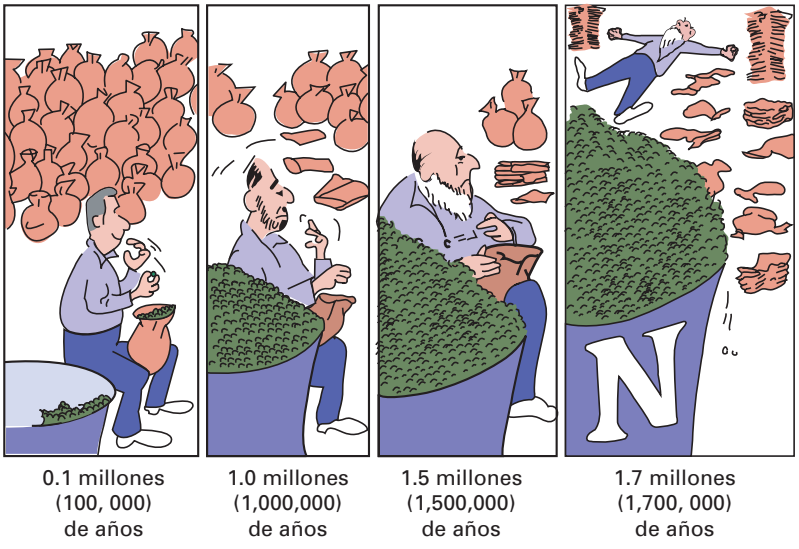


FIGURA 8.2
Recuento del número de Avogadro (*N*) utilizando chícharos. Si todas la personas que ahora viven en la Tierra (6400 millones) comenzaran a contar chícharos hasta llegar al número de Avogadro (*N*), a una velocidad de dos chícharos por segundo, les tomaría aproximadamente 1.7 millones (1,700,000) de años. ¡Es una gran cantidad de chícharos!

¿Qué significa el número de Avogadro para otros elementos? Un mol (6.02×10^{23}) de átomos de oxígeno tiene una masa de 16.0 g (hasta tres cifras significativas), que es la masa atómica del oxígeno expresada en gramos. Con la misma cantidad de átomos (como recordamos a partir de la definición de un mol), el oxígeno tiene una masa mayor que el carbono. Es decir, un átomo de oxígeno es más pesado que un átomo de ^{12}C. Podemos hacer el mismo tipo de comparación para cualquier elemento. *Un mol de átomos de cualquier*

FIGURA 8.3
El número de Avogadro es más grande que la cantidad de granos de arena en las dunas del desierto. (Sunrise Monument Valley, Arizona).

FIGURA 8.4
Una onza troy de oro vale casi 380 dólares. Una onza troy contiene 31.10 g, mientras que la onza que utilizamos contiene 28.35 g. Esto quiere decir que cuesta ¡casi 4×10^{-19} centavos por átomo! Intente hacer el cálculo; calcule los moles y luego la cantidad de átomos de oro que hay en 31.10 g de oro.

Masa molar Masa expresada en *gramos* de un mol de una sustancia, elemento o compuesto.

Clave del estudio: La masa molecular se expresa en *uma*, mientras que la masa molar se expresa en *gramos/mol.*

Resuelva el problema 5.

elemento contiene 6.02×10^{23} *átomos y es igual a la masa atómica del elemento expresada en gramos:*

1 mol de átomos de un elemento	=	6.02×10^{23} átomos del elemento	=	masa atómica del elemento en gramos

El mol es la "unidad de los químicos". Es una cantidad de materia que se basa en un cierto número (6.02×10^{23}) de unidades elementales por mol, tal y como una docena se define como 12 unidades por docena o una gruesa como 144 unidades por gruesa. ¿Puede imaginar qué inconveniente sería si los químicos tuvieran que referirse constantemente a 2.80×10^{25} átomos de carbono o 1.74×10^{22} átomos de oro? ¡Estas cantidades se expresan en forma mucho más conveniente como 46.5 mol de carbono y 0.0289 mol de oro!

El razonamiento que utilizamos con los átomos de un elemento también lo podemos aplicar a las fórmulas mínimas y a las moléculas de un compuesto. Así, en *un mol de un compuesto hay* 6.02×10^{23} *fórmulas mínimas o moléculas, y esta cantidad tiene una masa igual a la masa de la fórmula o masa molecular expresada en gramos:*

1 mol de compuesto	=	6.02×10^{23} fórmulas mínimas o moléculas del compuesto	=	masa de fórmula o masa molecular en gramos

En 1 mol (6.02×10^{23} moléculas) de agua (H_2O) hay una masa de 18.0 g ($2 \times 1.0 + 1 \times 16.0 = 18.0$ uma, hasta el primer decimal), que es igual a la masa molecular del agua expresada en gramos. De la misma manera, en un mol (6.02×10^{23} fórmulas mínimas) de sulfato de sodio (Na_2SO_4) hay una masa de 142.1 g ($2 \times 23.0 + 1 \times 32.1 + 4 \times 16.0 = 142.1$ uma, hasta el primer decimal), que es la masa fórmula del sulfato de sodio expresada en gramos.

La masa atómica, masa fórmula o masa molecular expresada en *gramos* tiene un nombre especial, *masa molar.* La **masa molar** es la masa expresada en *gramos* de *un* mol de *cualquier* sustancia, elemento o compuesto. Esta cantidad es más conveniente y se utilizará con frecuencia en este texto. Veamos el siguiente ejemplo:

EJEMPLO 8.3 Calcule la masa molar del etano (C_2H_6).

RESULTADO

$$\begin{aligned} 2 \times 12.0 \text{ uma} &= 24.0 \text{ uma} \\ 6 \times \ 1.0 \text{ uma} &= \ 6.0 \text{ uma} \\ \text{masa molecular de } C_2H_6 &= 30.0 \text{ uma} \\ \text{masa molar de } C_2H_6 &= 30.0 \text{ g} \end{aligned}$$

Respuesta

Esta cantidad de etano (30.0 g) es igual a la masa de 6.02×10^{23} moléculas de etano.

Ejercicio de estudio 8.2
Calcule la masa molar del metano (CH_4). (16.0 g)

Podemos aplicar el mismo razonamiento a los *iones* o a *cualquier unidad.* Por tanto, en *1 mol de iones hay* 6.02×10^{23} *iones, y esta cantidad de iones tiene una masa igual a la masa atómica o masa fórmula mínima del ion expresada en gramos:*

1 mol de iones	=	6.02×10^{23} iones	=	masa atómica de fórmula de los iones en gramos

Es decir, 1 mol o 6.02×10^{23} iones de sodio tiene una masa de 23.0 g (hasta décimos), que es la masa atómica del sodio expresada en gramos. Y, un mol o 6.02×10^{23} iones sulfato tienen una masa de 96.1 g ($1 \times 32.1 + 4 \times 16.0 = 96.1$ uma, hasta décimos), que es la masa de fórmula del ion sulfato expresada en gramos.

Todas estas relaciones nos llevan al inicio del capítulo y a la idea de que los subíndices de las fórmulas de los compuestos representan la cantidad de átomos de cada elemento en una fórmula mínima o molécula del compuesto. Estos subíndices también representan la *cantidad de moles de iones o átomos* de los elementos en 1 mol de moléculas o fórmulas mínimas del compuesto. Consideremos el caso del agua (H_2O), que tiene dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. El agua tiene 18.0 uma de masa molecular (formados por 2.0 uma de átomos de hidrógeno y 16.0 uma de átomos de oxígeno). Un mol de moléculas de agua tiene 18.0 g de masa molar, que consiste en 2.0 g de átomos de hidrógeno y 16.0 g de átomos de oxígeno. Así, los moles de átomos de cada elemento en *un* mol de moléculas de agua son:

$$2.0 \text{ g átomos H} \times \frac{1 \text{ mol átomos H}}{1.0 \text{ g átomo H}} = 2 \text{ mol átomos H}$$

$$16.0 \text{ g átomos O} \times \frac{1 \text{ mol átomos O}}{16.0 \text{ g átomos O}} = 1 \text{ mol átomos O}$$

Clave del estudio: Considere la siguiente analogía. Todas las personas normales tienen dos brazos y una cabeza. Si contamos con una docena de personas, tendríamos dos docenas brazos y una docena de cabezas. La relación de los brazos con las cabezas (2:1) es la misma para una persona que para todo el grupo de personas —una docena. Así, *una persona* es análoga a *una molécula* o *fórmula mínima,* y *una docena de personas* es análoga a *un mol* de moléculas o fórmulas mínimas.

EJEMPLO 8.4

Calcule la cantidad de moles de *átomos* de oxígeno que hay en 24.0 g de átomos de oxígeno.

RESULTADO La masa atómica del oxígeno es 16.0 uma; por tanto, 1 mol de *átomos* de oxígeno tiene 16.0 g de masa molar y con esto calculamos el número de moles de átomos del oxígeno como:

$$24.0 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol átomos O}}{16.0 \text{ g O}} = 1.50 \text{ mol átomos oxígeno} \qquad \textit{Respuesta}$$

La respuesta está expresada con tres cifras significativas ya que el número 24.0 en este ejemplo tiene tres cifras significativas. (Para un repaso acerca de las cifras significativas, véase la sección 2.5).

EJEMPLO 8.5

Calcule la cantidad de moles de *moléculas* de oxígeno que hay en 24.0 g de oxígeno gaseoso (O_2).

RESULTADO Una molécula de O_2 tiene una masa molecular de 32.0 uma (2×16.0). Por tanto, 1 mol de *moléculas* de oxígeno tiene una masa molar de 32.0 g. Calculamos los moles de moléculas de oxígeno en 24.0 g de oxígeno como:

$$24.0 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol moléculas O}_2}{32.0 \text{ g O}_2} = 0.750 \text{ mol moléculas oxígeno} \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 8.6

Calcule el número de moles de dióxido de azufre (SO_2) que hay en 24.5 g de dióxido de azufre.

RESULTADO La masa molecular del dióxido de azufre es:

$$1 \times 32.1 \text{ uma} = 32.1 \text{ uma}$$
$$2 \times 16.0 \text{ uma} = 32.0 \text{ uma}$$
$$\text{masa molecular de } SO_2 = 64.1 \text{ uma}$$

Por tanto, 1 mol de moléculas de SO_2 tiene una masa molar de 64.1 g. La cantidad de moles de SO_2 en 24.5 g de SO_2 es:

$$24.5 \text{ g } \cancel{SO_2} \times \frac{1 \text{ mol } SO_2}{64.1 \text{ g } \cancel{SO_2}} = 0.382 \text{ mol } SO_2 \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 8.7 Calcule la cantidad de moles de agua que hay en 9.65×10^{23} moléculas de agua.

RESULTADO Un mol de moléculas de agua contiene 6.02×10^{23} moléculas. Por tanto, la cantidad de moles en 9.65×10^{23} moléculas de agua es:

$$9.65 \times 10^{23} \cancel{\text{moléculas } H_2O} \times \frac{1 \text{ mol } H_2O}{6.02 \times 10^{23} \cancel{\text{moléculas } H_2O}} = 1.60 \text{ mol } H_2O \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 8.8 Calcule la cantidad de moles de iones de sodio en 1.3 mol de sulfato de sodio.

RESULTADO La fórmula del sulfato de sodio es Na_2SO_4. Puesto que hay dos iones de Na^+ en una fórmula mínima de Na_2SO_4, habrá 2 moles de iones Na^+ en 1 mol de Na_2SO_4. Calcule la cantidad de moles de iones N^+ en 1.3 mol de Na_2SO_4 como:

$$1.3 \cancel{\text{mol } Na_2SO_4} \times \frac{2 \text{ moles iones Na}}{1 \cancel{\text{mol } Na_2SO_4}} = 2.6 \text{ mol } Na^+ \qquad \textit{Respuesta}$$

(Los moles de átomos o iones que hay en 1 mol de fórmulas mínimas o moléculas son valores tan exactos que no se consideran en los cálculos las cifras significativas. La respuesta se expresa con dos cifras significativas, puesto que la cantidad 1.3 está dada con dos cifras significativas).

Ejercicio de estudio 8.3
Calcule la cantidad en moles de metano (CH_4) en lo siguiente:
a. 37.0 g CH_4 (2.31 mol)
b. 3.56×10^{23} moléculas CH_4 (0.591 mol)

Ejercicio de estudio 8.4
Calcule la cantidad de moles de átomos de hidrógeno que hay en 1.8 mol de metano (CH_4). (7.2 mol)

Resuelva los problemas del 6 al 9.

EJEMPLO 8.9 Calcule la masa en gramos del sulfato de sodio que hay en 1.30 mol de sulfato de sodio.

RESULTADO La masa de la fórmula del Na_2SO_4 es 142.1 uma (véase el ejemplo 8.1). Por tanto, un mol de Na_2SO_4 tiene una masa molar de 142.1 g con lo que podemos calcular la masa de 1.30 mol como:

$$1.30 \cancel{\text{mol } Na_2SO_4} \times \frac{142.1 \text{ g } Na_2SO_4}{1 \cancel{\text{mol } Na_2SO_4}} = 185 \text{ g } Na_2SO_4 \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 8.10 Calcule la cantidad en gramos del sufato de sodio que hay en 4.54×10^{23} fórmulas mínimas de sulfato de sodio.

RESULTADO Un mol de Na_2SO_4 tiene 6.02×10^{23} fórmulas mínimas, con 142.1 g de masa molar (véanse los ejemplos 8.1 y 8.9). Por tanto, en 4.54×10^{23} fórmulas mínimas de Na_2SO_4 hay:

$$4.54 \times 10^{23}\ \cancel{\text{fórmulas mínimas } Na_2SO_4} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol } Na_2SO_4}}{6.02 \times 10^{23}\ \cancel{\text{fórmulas mínimas } Na_2SO_4}} \times \frac{142.1\ \text{g } Na_2SO_4}{1\ \cancel{\text{mol } Na_2SO_4}} = 107\ \text{g } Na_2SO_4 \quad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 8.11

Calcule la masa en gramos del oxígeno presente en 1.30 mol de sulfato de sodio.

RESULTADO Ya que hay 4 átomos de oxígeno en una fórmula mínima de Na_2SO_4, habrá 4 moles de átomos de oxígeno en 1 mol de Na_2SO_4. La masa atómica del oxígeno es de 16.0 uma y 1 mol de átomos de oxígeno tiene una masa de 16.0 g. Por tanto, el cálculo de la cantidad de gramos de oxígeno presente en 1.30 mol de Na_2SO_4 es:

$$1.30\ \cancel{\text{mol } Na_2SO_4} \times \frac{4\ \cancel{\text{mol átomos O}}}{1\ \cancel{\text{mol } Na_2SO_4}} \times \frac{16.0\ \text{g O}}{1\ \cancel{\text{mol átomos O}}} = 83.2\ \text{g oxígeno} \quad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 8.5

Calcule la masa en gramos de metano (CH_4) en lo siguiente:

a. 0.250 mol de CH_4 (4.03g)

b. 3.65×10^{23} moléculas de CH_4 (9.70g)

Ejercicio de estudio 8.6

Calcule la masa en gramos de hidrógeno presente en 3.60 mol de metano (CH_4). (14.4 g)

Resuelva los problemas del 10 al 12.

EJEMPLO 8.12

Calcule la cantidad de fórmulas mínimas de sulfato de sodio presentes en 1.30 mol de sulfato de sodio.

RESULTADO En 1 mol de compuesto hay 6.02×10^{23} fórmulas mínimas; en 1.30 moles de sulfato de sodio hay:

$$1.30\ \cancel{\text{mol } Na_2SO_4} \times \frac{6.02 \times 10^{23}\ \text{fórmulas mínimas } Na_2SO_4}{1\ \cancel{\text{mol } Na_2SO_4}} = 7.83 \times 10^{23}\ \text{fórmulas mínimas } Na_2SO_4 \quad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 8.13

Calcule la cantidad de moléculas de agua presentes en 4.50 g de agua.

RESULTADO La masa molecular del agua (H_2O) es de 18.0 uma. Por tanto, 1 mol de moléculas de agua tiene una masa de 18.0 g y 1 mol de moléculas de agua contiene 6.02×10^{23} moléculas. El cálculo de la cantidad de moléculas de agua en 4.50 g de agua es:

$$4.50\ \cancel{\text{g } H_2O} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol moléculas } H_2O}}{18.0\ \cancel{\text{g } H_2O}} \times \frac{6.02 \times 10^{23}\ \text{moléculas } H_2O}{1\ \cancel{\text{mol moléculas } H_2O}} = 1.50 \times 10^{23}\ \text{moléculas } H_2O \quad \textit{Respuesta}$$

Resuelva los problemas 13 y 14.

Clave del estudio: En la sección 4.1 también se menciona la masa de un átomo de oxígeno y la de un átomo de carbono. Intente calcular estos valores a partir de las masas atómicas precisas para el oxígeno y el carbono (en el interior de la portada de este libro).

Resuelva el problema 15.

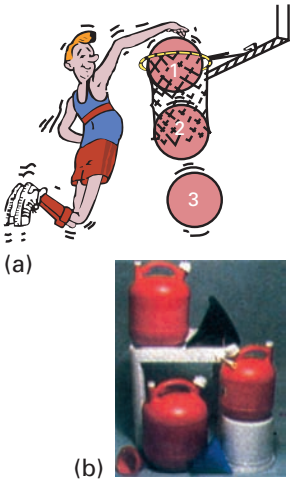


FIGURA 8.5
El volumen molar de un gas, 6.02×10^{23} moléculas de cualquier gas (un mol de moléculas de gas) ocupan un volumen de 22.4 litros a 0°C y 760 mm de Hg (torr) (condiciones TPN). Este volumen es aproximadamente igual al volumen que ocupan: (a) tres balones de baloncesto normales, o (b) seis galones (dos latas de $2\ ^1/_2$ galones y una lata de 1 galón).

Temperatura y presión normales (TPN) Temperatura a 0°C y presión atmosférica de 760 mm Hg (torr).

Volumen molar de un gas Volumen de 22.4 L que ocupa un mol de las moléculas de cualquier gas a temperatura y presión normales (0°C y 760 mm Hg, torr respectivamente).

Ejercicio de estudio 8.7
Calcule la cantidad de moléculas de metano (CH_4) que hay en 1.80 mol de metano.
$(1.08 \times 10^{24}$ moléculas)

Ejercicio de estudio 8.8
Calcule la cantidad de moléculas de metano (CH_4) presentes en 30.2 g de metano.
$(1.14 \times 10^{24}$ moléculas)

EJEMPLO 8.14 Use la masa atómica del hidrógeno a cinco cifras significativas (véase la parte interior de la portada de este libro) para calcular la masa en gramos de 1 átomo de hidrógeno.

RESULTADO Un mol de átomos de hidrógeno contiene 6.02×10^{23} átomos de hidrógeno y tiene como masa molar 1.0080 g. Por tanto, la masa de un átomo es:

$$1\ \cancel{\text{átomo H}} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol átomos}}\ \text{H}}{6.02 \times 10^{23}\ \cancel{\text{átomos H}}} \times \frac{1.0080\ \text{g H}}{1\ \cancel{\text{mol átomos}}\ \text{H}} = 0.167 \times 10^{-23}\ \text{g H}$$

$$= 1.67 \times 10^{-24}\ \text{g H (en notación científica, véase la sección 2.7)}\quad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 8.9
Calcule la masa en gramos de un átomo de un isótopo de litio, cuya masa atómica es igual a 7.02 uma.
$(1.17 \times 10^{-23}$ g)

8.3 Volumen molar de un gas y cálculos relacionados

El número de Avogadro también es útil para calcular el volumen de un gas. Se ha determinado en forma experimental que, para cualquier gas, 6.02×10^{23} moléculas o 1 mol de moléculas de gas ocupan un volumen de 22.4 L a 0°C (273 K) *y una presión de* 760 mm Hg (torr):* Las condiciones de 0°C y 760 mm Hg (torr) se definen como **temperatura y presión normales (TPN).** Este volumen de 22.4 L que ocupa 1 mol de las moléculas de cualquier gas a TPN se conoce como el **volumen molar de un gas** y es casi el volumen que ocupan *tres* pelotas de baloncesto o seis galones (véase la figura 8.5). Este volumen molar de un gas relaciona la masa de un gas con su volumen en condiciones TPN y puede utilizarse para calcular diferentes características de los compuestos.

Moles o masa

El volumen molar de un gas nos permite determinar la masa de gas o el número de moles de gas en un determinado volumen de gas en condiciones TPN. Puesto que muchas sustancias comunes son gases a temperaturas normales, éste puede ser un cálculo muy útil.

*En el capítulo 11 veremos las unidades de presión y evaluaremos el efecto de la temperatura y la presión sobre el volumen de un gas.

EJEMPLO 8.15 Calcule el número de moles de *moléculas* de oxígeno presentes en 5.60 L de oxígeno gaseoso (O_2) en condiciones TPN.

RESULTADO Un mol de moléculas de O_2 ocupa un volumen de 22.4 L en condiciones TPN. Por tanto, al calcular el número de moles de moléculas de O_2 en 5.60 L es:

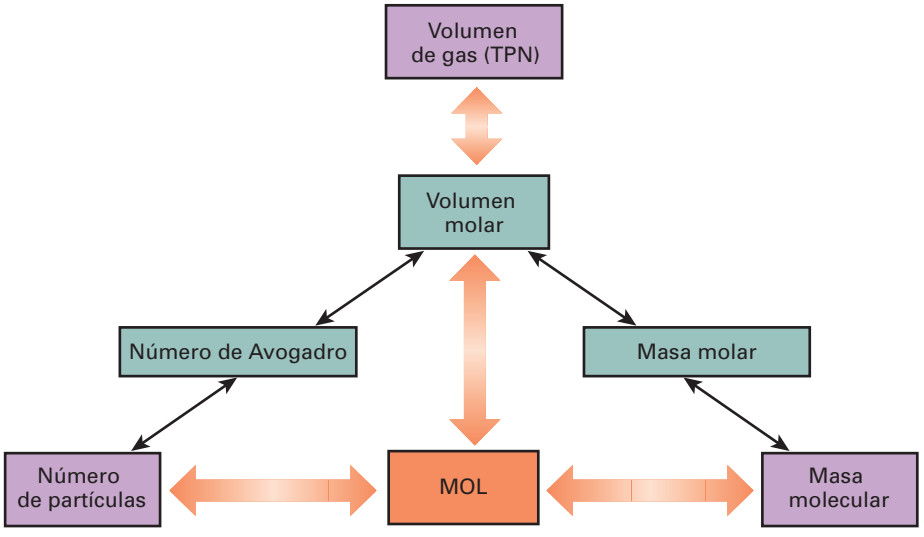
$$5.60 \cancel{\text{ L O}_2} \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{22.4 \cancel{\text{ L O}_2}} = 0.250 \text{ mol gas oxígeno} \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 8.16 Calcule el número de gramos de oxígeno que hay en 5.60 L de oxígeno gaseoso (O_2) en condiciones TPN.

RESULTADO Calcule el número de moles de *moléculas* de O_2 como en el ejemplo 8.15 y luego calcule la masa en gramos de 5.60 L de moléculas de oxígeno en condiciones TPN a partir de la masa molar de O_2 (2×16.0 uma $= 32.0$ g):

$$5.6 \cancel{\text{ L O}_2} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol O}_2}}{22.4 \cancel{\text{ L O}_2}} \times \frac{32.0 \text{ g O}_2}{1 \cancel{\text{ mol O}_2}} = 8.00 \text{ g O}_2 \qquad \textit{Respuesta}$$

El volumen molar y el cálculo de los moles en la sección anterior (sección 8.2) se pueden resumir en el diagrama:



Ejercicio de estudio 8.10
Calcule el número de
a. moles de gas (CH_4) en 4.50 L de metano en condiciones TPN (0.201 mol)
b. gramos de gas metano (CH_4) en 5.00 L de metano en condiciones TPN (3.57 g)

Resuelva el problema 16.

Masa molecular y masa molar

Este conocimiento del volumen molar de gas puede ayudarlo a determinar la masa molecular y la masa molar de cualquier gas cuando las desconocemos. Éste es un paso para la identificación de un gas desconocido. Sólo necesitamos calcular la cantidad de gramos por mol (g/mol) del gas a partir de la medición del volumen y la masa. Esto es numéricamente igual a la masa molecular en uma y a la masa molar expresada en gramos.

EJEMPLO 8.17 Calcule la masa molecular y la masa molar de un gas si 5.00 L medidos a TPN tienen una masa de 9.85 g.

RESULTADO Para resolver en g/mol, calcule la masa molecular y la masa molar como:

$$\frac{9.85\text{ g}}{5.00\text{ L TPN}} \times \frac{22.4\text{ L TPN}}{1\text{ mol}} = 44.1\text{ g/mol} \quad \text{masa molecular} = 44.1\text{ uma} \qquad \textit{Respuesta}$$

$$\text{masa molar} = 44.1\text{ g} \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 8.18 La densidad de cierto gas es 1.30 g/L a TPN. Calcule la masa molecular y la masa molar de este gas.

RESULTADO Para resolver en g/mol, calcule la masa molecular y la masa molar como:

$$\frac{1.30\text{ g}}{1\text{ L TPN}} \times \frac{22.4\text{ L TPN}}{1\text{ mol}} = 29.1\text{ g/mol}$$

$$\text{masa molecular} = 29.1\text{ uma} \qquad \textit{Respuesta}$$

$$\text{masa molar} = 29.1\text{ g} \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 8.11

Calcule la masa molecular y la masa molar de los siguientes gases:

a. 2.50 L a TPN tienen una masa de 4.92 g (44.1 uma, 44.1 g)

Resuelva el problema 17.

b. la densidad de un gas es de 1.23 g/L a TPN (27.6 uma, 27.6 g)

Densidad

De la misma manera que podemos determinar la masa molar de un gas a partir de su densidad, también podemos determinar la densidad a partir de la masa molar *y* el volumen molar. La densidad de cualquier gas a TPN se calcula despejando la cantidad de *gramos por litro* del gas (véase la sección 2.2). También podemos calcular el volumen de un gas a TPN a partir de la masa del gas utilizando cálculos semejantes.

EJEMPLO 8.19 Calcule la densidad del gas oxígeno (O_2) en condiciones TPN.

RESULTADO Las unidades de densidad para un gas son g/L. Por tanto, a partir de la masa molar del O_2 (32.0 g), el cálculo de la densidad es:

$$\frac{32.0\text{ g } O_2}{1\text{ mol } O_2} \times \frac{1\text{ mol } O_2}{22.4\text{ L TPN}} = 1.43\text{ g/L a TPN} \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 8.20 Calcule el volumen (en litros) que ocuparían 5.00 g de oxígeno gaseoso en condiciones TPN.

RESULTADO Si calculamos el número de moles de *moléculas* de oxígeno y luego utilizamos el volumen molar, podemos calcular el volumen que ocupan 5.00 g de moléculas de oxígeno en condiciones TPN como se indica a continuación:

$$5.00\text{ g } O_2 \times \frac{1\text{ mol } O_2}{32.0\text{ g } O_2} \times \frac{22.4\text{ L } O_2\text{ TPN}}{1\text{ mol } O_2} = 3.50\text{ L oxígeno a TPN} \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 8.12
Calcule la densidad de gas metano (CH_4) en condiciones TPN. (0.714 g/L)

Ejercicio de estudio 8.13
Calcule el volumen (en litros) que ocuparían 3.25 g de gas metano (CH_4) en condiciones TPN. (4.55 L)

Resuelva los problemas 18 y 19.

8.4 Cálculo de la composición porcentual de los compuestos

Los científicos no siempre están interesados en examinar el contenido total de un compuesto. De hecho, con frecuencia les preocupa más la composición porcentual de un compuesto, es decir, el porcentaje por masa de cada elemento presente en el compuesto. Por ejemplo, suponga que es posible preparar un té medicinal con una planta que se descubrió en las espesas selvas de Brasil. Para identificar el compuesto responsable de los efectos curativos, un químico necesita separar primero los diferentes compuestos que se encuentran en el té y determinar cuál o cuáles son los activos. Luego deberá encontrar *qué* elementos hay en este compuesto y *cuánto* (el porcentaje) de cada uno.

El cálculo de la composición porcentual de los elementos en un compuesto es relativamente directo. *Por ciento significa partes por cien.* Por ejemplo, si en su escuela hay 1000 estudiantes inscritos y 400 de ellos son hombres, el porcentaje de estudiantes varones es 40 (400/1000 × 100 × 40%), o 40 estudiantes varones *por cien* (estudiantes).

Puesto que los químicos por lo general expresan el contenido de un compuesto en términos de *porcentaje por masa,* primero determinan la uma o masa de los diferentes elementos presentes en el compuesto, después determinan la cantidad en uma o masa total del compuesto y, por último, dividen la uma o masa de cada elemento entre la masa total y el resultado lo multiplican por cien.

EJEMPLO 8.21 Calcule la composición porcentual del cloruro de etilo (C_2H_5Cl).

RESULTADO Se calcula la masa molar de (C_2H_5Cl) igual a 64.5 uma.

$$\begin{aligned} 2 \times 12.0 \text{ uma} &= 24.0 \text{ uma} \\ 5 \times \ 1.0 \text{ uma} &= \ 5.0 \text{ uma} \\ 1 \times 35.5 \text{ uma} &= 35.5 \text{ uma} \\ \text{masa de fórmula de } C_2H_5Cl &= 64.5 \text{ uma} \end{aligned}$$

Calcule el porcentaje de cada elemento en el compuesto, dividiendo la contribución de cada uno de ellos (uma) entre la masa molecular (uma) y multiplicando por cien.

$$\%\ \textit{carbono}: \frac{24.0\ \cancel{\text{uma}}}{64.5\ \cancel{\text{uma}}} \times 100 = 37.2\%\ \text{C}$$

$$\%\ \textit{hidrógeno}\ \frac{5.0\ \cancel{\text{uma}}}{64.5\ \cancel{\text{uma}}} \times 100 = 7.8\%\ \text{H}$$

$$\%\ \textit{cloro}\ \frac{35.5\ \cancel{\text{uma}}}{64.5\ \cancel{\text{uma}}} \times 100 = 55.0\%\ \text{Cl} \qquad \textit{Respuesta}$$

Clave del estudio: Si utilizáramos la masa molar (64.5 g) o la suma de 24.0 g de C, 5.0 g de H y 35.5 g de Cl, obtendríamos el *mismo* resultado. Por tanto, para obtener el porcentaje en relación con la *masa* podemos usar tanto la unidad uma como la unidad gramo.

EJEMPLO 8.22 Un estudiante encontró que, al combinar 1.00 g de metal con 0.65 g de oxígeno, se formaba un óxido del metal. Calcular el porcentaje del metal presente en el óxido.

RESULTADO La masa total del óxido es de 1.65 g (1.00 g + 0.65 g = 1.65 g). El porcentaje de metal en el óxido se calcula dividiendo la masa del metal en gramos entre la masa total del óxido en gramos y multiplicando por cien.

$$\%\ \textit{metal}: \frac{1.00\ \cancel{g}\ \text{metal}}{1.65\ \cancel{g}\ \text{óxido}} \times 100 = 60.6\%\ \text{metal} \qquad \textit{Respuesta}$$

Clave del estudio: Una muestra impura es una mezcla de un compuesto puro con otros materiales. Es análogo al octano (C_8H_{18}) de la gasolina: el octano es una sustancia pura, y las otras sustancias que contienen carbono junto con los aditivos de la gasolina constituyen las "impurezas".

EJEMPLO 8.23 Una muestra impura de sulfuro de zinc tiene una masa de 8.00 g. En ella hay 5.00 g de sulfuro de zinc y 3.00 g de impurezas que no contienen zinc. ¿Cuál es el porcentaje de zinc en la muestra impura?

RESULTADO La fórmula química del sulfuro de zinc es ZnS (véase la sección 7.3), y su fórmula de masa es 97.5 uma.

$$\begin{aligned} 1 \times 65.4\ \text{uma} &= 65.4\ \text{uma} \\ 1 \times 32.1\ \text{uma} &= \underline{32.1\ \text{uma}} \\ \text{masa de fórmula de ZnS} &= 97.5\ \text{uma} \end{aligned}$$

La masa molar del ZnS es de 97.5 g. Por tanto, en 97.5 g de ZnS hay 65.4 g de Zn, y podemos calcular el porcentaje de zinc en 8.00 g de sulfuro de zinc impuro como sigue:

$$\frac{5.00\ \cancel{g}\ \cancel{\text{puro}}\ \text{ZnS}}{8.00\ \cancel{g}\ \text{impuro ZnS}} \times \frac{65.4\ \cancel{g}\ \text{Zn}}{97.5\ \cancel{g}\ \cancel{\text{puro}}\ \text{ZnS}} \times 100 = 41.9\%\ \text{Zn} \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 8.24 Calcule la cantidad de gramos de carbono en 17.6 g de dióxido de carbono.

RESULTADO Cálculo de la masa molecular de CO_2 y sus componentes.

$$\begin{aligned} 1 \times 12.0\ \text{uma} &= 12.0\ \text{uma} \\ 2 \times 16.0\ \text{uma} &= \underline{32.0\ \text{uma}} \\ \text{masa molecular de } CO_2 &= 44.0\ \text{uma} \end{aligned}$$

La masa molecular del CO_2 es de 44.0 g. Por tanto, es 44.0 g de CO_2 hay 12.0 g de C y podemos calcular la cantidad de gramos de carbono en 17.6 g de CO_2 como sigue:

$$17.6\ \text{g } CO_2 \times \frac{12.0\ \text{g C}}{44.0\ \text{g } CO_2} = 4.80\ \text{g C} \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 8.14
Calcular la composición porcentual de glucosa ($C_6H_{12}O_6$).

(40.0% C, 6.7% H, 53.3% O)

Ejercicio de estudio 8.15
Calcule el porcentaje de metal en un óxido si se combinan 0.450 g del metal con 0.375 g de oxígeno para formar el óxido.

(54.5%)

Ejercicio de estudio 8.16
Calcule el número de gramos de sodio en 6.55 g de cloruro de sodio.

(2.58 g)

Resuelva los problemas del 20 al 23.

8.5 Cálculo de la fórmula empírica y la fórmula molecular

De la misma manera que en el capítulo 7, donde trabajamos con la nomenclatura para obtener las fórmulas, los químicos necesitan en ocasiones traducir el conocimiento de la composición porcentual de un compuesto para tener la fórmula de este compuesto.

La **fórmula empírica** (*la fórmula más sencilla*) de un compuesto es la fórmula que tiene la *menor proporción en números enteros de los átomos* que hay en una molécula o en la fórmula mínima de un compuesto. Esta fórmula empírica se obtiene con base en la composición porcentual del compuesto, la cual se determina en *forma experimental* a partir del análisis del compuesto en el laboratorio. La fórmula empírica nos da sólo la proporción de los átomos que hay, expresada con los *números enteros más pequeños posibles*.

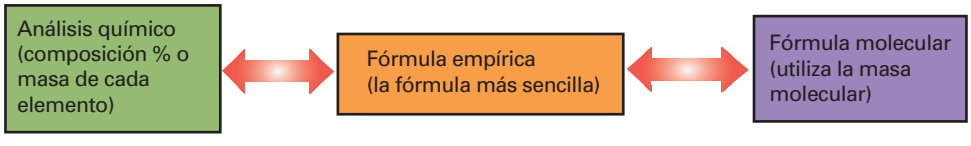
Fórmula empírica La fórmula más sencilla de un compuesto; es la proporción de números enteros más pequeños posibles, de los átomos que existen.

Por otro lado, la **fórmula molecular** del compuesto es la que contiene la cantidad *real* de átomos de cada elemento presente en una molécula del compuesto. La fórmula molecular es un *múltiplo de números enteros* de la fórmula empírica. Una analogía sencilla puede ayudarnos a ilustrar estos dos tipos de fórmulas. En su escuela, la proporción de mujeres y hombres puede ser de 2:1 (fórmula empírica), pero la cantidad real de mujeres y hombres puede ser de 800:400 (fórmula molecular). En el caso de un compuesto químico, la fórmula empírica de la glucosa (un compuesto importante para su cuerpo) es CH_2O, pero la fórmula molecular es $6 \times (CH_2O)$ o $C_6H_{12}O_6$. La fórmula molecular se determina a partir de la fórmula empírica *y* de la masa molecular del compuesto determinada en forma experimental.

Fórmula molecular Manera de expresar la composición de una molécula, de un compuesto o elemento utilizando los símbolos de los elementos y en la que los subíndices representan la cantidad de átomos (más de uno) de cada elemento en la molécula; esta fórmula contiene la cantidad real de átomos que hay de cada elemento en una molécula del compuesto.

En algunos casos, ambas fórmulas, la empírica y la molecular, son iguales, como en el caso del H_2O. Las fórmulas verdaderas de los compuestos que existen como *moléculas* (compuestos covalentes), siempre se nombran como *fórmulas moleculares*. Sólo en las moléculas cuya *fórmula molecular y empírica son iguales*, la fórmula empírica determina la cantidad real de átomos presentes en la molécula. Los compuestos que se escriben como *fórmulas mínimas* no tienen fórmula molecular porque tales compuestos no existen como moléculas. Por esta razón, sus fórmulas siempre son fórmulas empíricas.

En la vida real, los químicos utilizan esta relación entre la fórmula empírica y la molecular de los compuestos cuando desarrollan nuevos compuestos. Por lo general, empiezan realizando un análisis químico del nuevo compuesto para determinar su fórmula empírica. Después, utilizan esta fórmula y la masa molecular del compuesto, para determinar su fórmula molecular. Una vez que conocen la fórmula molecular, los químicos pueden realizar experimentos que los ayudarán a determinar la estructura del compuesto. El proceso que se realiza para determinar la fórmula empírica y molecular puede parecer muy lento, y hace algún tiempo así lo era. Por fortuna, con la ayuda de instrumentos modernos habitualmente se puede realizar en unos 30 minutos. El siguiente diagrama resume estos pasos:



Clave del estudio: También podemos suponer que tenemos 10.00 g de compuesto. Esta muestra contendría 3.24 g de Na, 2.26 g de S y 4.51 g de O. El cálculo de la fórmula empírica del Na_2SO_4 a partir de estos datos debe ser el mismo.

EJEMPLO 8.25

Determinar la fórmula empírica de un compuesto que contiene 32.4% de sodio, 22.6% de azufre y 45.1% de oxígeno.*

RESULTADO En exactamente $\overline{100}$ g del compuesto habrá 32.4 g de Na, 22.6 g de S y 45.1 g de O. El primer paso es calcular los moles de los *átomos* de cada uno de los elementos presentes, como sigue:

Paso 1: Moles de los átomos

$$32.4\ \text{g Na} \times \frac{1\ \text{mol átomos Na}}{23.0\ \text{g Na}} = 1.41\ \text{mol átomos Na}$$

$$22.6\ \text{g S} \times \frac{1\ \text{mol átomos S}}{32.1\ \text{g S}} = 0.704\ \text{mol átomos S}$$

$$45.1\ \text{g O} \times \frac{1\ \text{mol átomos O}}{16.0\ \text{g O}} = 2.82\ \text{mol átomos O}$$

Después se combinan los elementos en la proporción de 1.41 mol de átomos de Na, 0.704 mol de átomos de S y 2.82 átomos de O.

$$Na_{1.41\ \text{mol de átomos}}: S_{0.704\ \text{mol de átomos}}: O_{2.82\ \text{mol de átomos}}$$

La fórmula empírica debe expresar estas relaciones en términos de los *números enteros más pequeños posibles*. El segundo paso es expresar esta relación de *números enteros dividiendo* cada valor *por* el valor *más pequeño* de los tres.

Paso 2: División entre el más pequeño

$$\textit{Para Na:}\ \frac{1.41}{0.704} = 2.00 \cong 2$$

$$\textit{Para S:}\ \frac{0.704}{0.704} = 1.00 \cong 1$$

$$\textit{Para O:}\ \frac{2.82}{0.704} = 4.01 \cong 4$$

donde $\cong$ significa "casi igual a".

Por último, combine los elementos en la proporción de 2 moles de átomos de Na, 1 mol de átomos de S y 4 moles de átomos de O, para obtener la fórmula empírica Na_2SO_4.

Respuesta

EJEMPLO 8.26

Calcule la fórmula empírica de un compuesto formado por 26.6% de potasio, 35.4% de cromo y 38.1% de oxígeno.

RESULTADO Primero, calcule los moles de *átomos* de cada elemento que se encuentran en exactamente 100 g del compuesto.

Paso 1: Moles de átomos:

$$26.6\ \text{g K} \times \frac{1\ \text{mol átomos K}}{39.1\ \text{g K}} = 0.608\ \text{mol átomos K}$$

$$35.4\ \text{g Cr} \times \frac{1\ \text{mol átomos Cr}}{52.0\ \text{g Cr}} = 0.681\ \text{mol átomos Cr}$$

$$38.1\ \text{g O} \times \frac{1\ \text{mol átomos O}}{16.0\ \text{g O}} = 2.38\ \text{mol } \textit{átomos}\ \text{O}$$

* La diferencia de 0.1% entre 100.1% (32.4 + 22.6 + 45.1) y exactamente 100%, pone énfasis en la naturaleza experimental de estos valores y tiene lugar debido al error experimental.

Segundo, hay que reducir estos valores a los números más simples dividiendo cada uno de ellos entre el valor del más pequeño, como sigue:

Paso 2: División entre el más pequeño.

$$\textit{Para K:}\ \frac{0.680}{0.680} = 1$$

$$\textit{Para Cr:}\ \frac{0.681}{0.680} \simeq 1$$

$$\textit{Para O:}\ \frac{2.38}{0.680} = 3.5$$

Tercero, convierta estas proporciones relativas a números enteros pequeños *multiplicando* por 2.

Paso 3: Relación de números enteros.

La fórmula empírica es $(K_1Cr_1O_{3.5})_2 = K_2Cr_2O_7$ *Respuesta*

En casos como el ejemplo 8.26, donde la relación da como resultado una selección sencilla de números enteros, *debemos multiplicar todos los números por un entero para obtener los números enteros más pequeños.* Si la relación de los elementos termina en 0.5, multiplique *todos* los números por 2 para obtener números enteros pequeños. Si la relación de todos estos números termina en 0.33 (0.33…, la fracción es 1/3), entonces debemos multiplicar *todos* los números por 3 para obtener los números enteros más pequeños.

Clave del estudio: La relación debe ser ± 0.05 para redondear hasta obtener la relación de números enteros. Ejemplos: 1.95 y 2.05 darían como resultado el número 2.

EJEMPLO 8.27 El análisis de un óxido de nitrógeno fue el siguiente: 3.04 g de nitrógeno combinado con 6.95 g de oxígeno. La masa molecular de este compuesto se determinó en forma experimental y se encontró igual a 91.0 uma. Determine su fórmula molecular.

RESULTADO Calcule la fórmula empírica a partir de los datos del análisis en la misma forma que lo haríamos a partir de la composición porcentual. Primero se calcula el número de moles de átomos en 3.04 g de nitrógeno y en 6.95 g de oxígeno, como sigue:

Paso 1: Moles de átomos

$$3.04\ \cancel{\text{g N}} \times \frac{1\ \text{mol}\ \textit{átomos}\ \text{N}}{14.0\ \cancel{\text{g N}}} = 0.217\ \text{mol}\ \textit{átomos}\ \text{N}$$

$$6.95\ \cancel{\text{g O}} \times \frac{1\ \text{mol}\ \textit{átomos}\ \text{O}}{16.0\ \cancel{\text{g O}}} = 0.434\ \text{mol}\ \textit{átomos}\ \text{O}$$

Segundo, estos valores se reducen a números enteros pequeños dividiendo entre el valor más pequeño como sigue:

Paso 2: División entre el valor más pequeño

$$\textit{Para N:}\ \frac{0.217}{0.217} = 1$$

$$\textit{Para O:}\ \frac{0.434}{0.217} = 2$$

Paso 3: Relación de números enteros.

La fórmula empírica es NO_2. La *fórmula molecular* será igual a la fórmula empírica o a alguno de sus múltiplos (2, 3, 4, etcétera).

Paso 4: Fórmula molecular

(1) Calcule la *masa de la fórmula empírica* del NO_2 como sigue:

$$\begin{aligned} 1 \times 14.0 \text{ uma} &= 14.0 \text{ uma} \\ 2 \times 16.0 \text{ uma} &= 32.0 \text{ uma} \\ \text{masa de la fórmula empírica} &= 46.0 \text{ uma} \end{aligned}$$

(2) La masa molecular, que es un dato del ejemplo, es igual a 91.0 uma.* El múltiplo de la fórmula empírica será aproximadamente 2:

$$\boxed{\frac{\text{masa molecular}}{\text{masa de la fórmula empírica}}} = \frac{91.0 \cancel{\text{uma}}}{46.0 \cancel{\text{uma}}} = 1.98 \text{ o aproximadamente } 2$$

Por lo tanto, la fórmula molecular es

$$(NO_2)_2 = N_2O_4 \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 8.28 Un hidrocarburo tiene la siguiente composición: carbono = 92.3% e hidrógeno = 7.7%. La masa molecular de este compuesto se encontró experimentalmente igual a 78.0 uma. Determine su fórmula molecular.

RESULTADO Primero, calcule la *fórmula empírica* a partir de la composición porcentual, calculando los moles de los átomos de carbono e hidrógeno que hay en exactamente 100 g del compuesto.

Paso 1: Moles de átomos:

$$92.3 \cancel{\text{g C}} \times \frac{1 \text{ mol átomos C}}{12.0 \cancel{\text{g C}}} = 7.69 \text{ mol átomos C}$$

$$7.7 \cancel{\text{g H}} \times \frac{1 \text{ mol átomos H}}{1.0 \cancel{\text{g H}}} = 7.7 \text{ mol átomos H}$$

Segundo, estos valores se reducen dividiendo entre el valor más pequeño.

Paso 2: División entre el más pequeño.

$$\textit{Para C:} \frac{7.69}{7.69} = 1.00 = 1$$

$$\textit{Para H:} \frac{7.7}{7.69} = 1.00 = 1$$

Paso 3: Relación de números enteros.

La fórmula empírica es CH. La *fórmula molecular* es igual a la fórmula empírica o a alguno de sus múltiplos (2, 3, 4, etcétera).

Paso 4: Calcule la *masa de la fórmula empírica* de CH como sigue:

$$\begin{aligned} 1 \times 12.0 \text{ uma} &= 12.0 \text{ uma} \\ 1 \times 1.0 \text{ uma} &= 1.0 \text{ uma} \\ \text{masa de la fórmula empírica} &= 13.0 \text{ uma} \end{aligned}$$

* La diferencia entre un valor exacto de 92.0 uma y este valor de 91.0 uma se debe al *error experimental* en la determinación de la masa molecular.

(2) La masa molecular, un dato del ejemplo, es 78.0 uma. El múltiplo de la fórmula empírica será entonces 6:

$$\frac{\text{masa molecular}}{\text{masa de la fórmula empírica}} \times \frac{78.0\ \cancel{\text{uma}}}{13.0\ \cancel{\text{uma}}} = 6$$

Por tanto, la fórmula molecular es:

$$(CH)_6 = C_6H_6 \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 8.29

Un hidrocarburo tiene la siguiente composición: carbono = 82.7% e hidrógeno = 17.4%. Su densidad de vapor a TPN es de 2.60 g/L. Calcule la fórmula molecular del hidrocarburo.

RESULTADO Primero, calcule la *fórmula empírica* a partir de la composición porcentual, calculando los moles de átomos de carbono e hidrógeno en exactamente 100 g del compuesto.

Paso 1: Moles de átomos

$$82.7\ \cancel{\text{g C}} \times \frac{1\ \text{mol átomos C}}{12.0\ \cancel{\text{g C}}} = 6.89\ \text{mol átomos C}$$

$$17.4\ \cancel{\text{g H}} \times \frac{1\ \text{mol átomos H}}{1.0\ \cancel{\text{g H}}} = 17.4\ \text{mol átomos H}$$

Segundo, reduzca estos valores dividiendo entre el valor más pequeño.
Paso 2: División entre el más pequeño.

$$\textit{Para C:}\ \frac{6.89}{6.89} = 1.00 = 1$$

$$\textit{Para H:}\ \frac{17.4}{6.89} = 2.53 \cong 2.5$$

Convierta estas proporciones relativas a números enteros pequeños *multiplicando por* 2.

Paso 3: Proporción de números enteros.

La fórmula empírica es $(C_1H_{2.5})_2 = C_2H_5$. La *fórmula molecular* es igual a la fórmula empírica o alguno de sus múltiplos (2, 3, 4 etcétera).

Paso 4: Fórmula molecular.

(1) Calcular la *masa de la fórmula empírica* del C_2H_5 como sigue:

$$\begin{aligned} 2 \times 12.0\ \text{uma} &= 24.0\ \text{uma} \\ 5 \times 1.0\ \text{uma} &= \underline{\ 5.0\ \text{uma}} \\ \text{masa de la fórmula empírica} &= 29.0\ \text{uma} \end{aligned}$$

(2) La masa molecular no se da como dato en este problema; por tanto, debemos calcularla como hicimos en el ejemplo 8.18:

$$\frac{2.60\ \text{g}}{1\ \cancel{\text{L TPN}}} \times \frac{22.4\ \cancel{\text{L TPN}}}{1\ \text{mol}} = 58.2\ \text{g/mol}$$

Por lo tanto, la masa molecular es 58.2 uma. El múltiplo de la fórmula empírica es aproximadamente 2.

$$\frac{\text{masa molecular}}{\text{masa de la fórmula empírica}} \cong \frac{58.2 \text{ uma}}{29.0 \text{ uma}} \cong 2$$

Por tanto, la fórmula molecular es:

$$(C_2H_5)_2 = C_4H_{10} \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 8.17
Calcular la fórmula empírica de un compuesto que contiene 52.9% de aluminio y 47.1% de oxígeno.

(Al_2O_3)

Ejercicio de estudio 8.18
Calcular la fórmula molecular a partir de los siguientes datos experimentales: 56.4% de fósforo, 43.6% de oxígeno y masa molecular de 220 uma.

(P_4O_6)

Resuelva los problemas del 24 al 30.

Resumen

La *masa molecular* de un compuesto es la suma de las masas atómicas de todos los átomos presentes en una *molécula* del compuesto. Representa la masa de una molécula de este compuesto en unidades de masa atómica (uma). La *masa fórmula* de un compuesto iónico se calcula sumando las masas atómicas de todos los átomos presentes en una *fórmula mínima* del compuesto (sección 8.1).

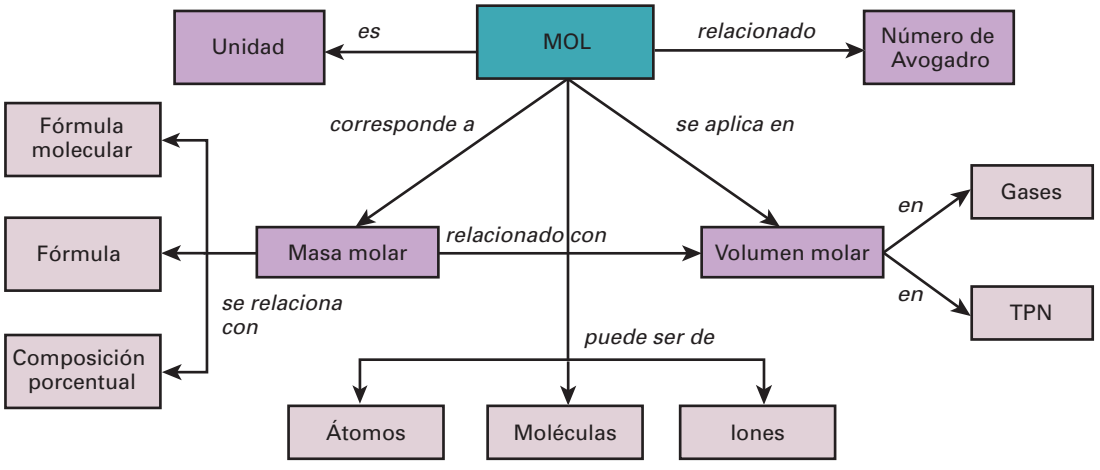
Un *mol* se define como la cantidad de una sustancia que contiene el mismo número de átomos, fórmulas mínimas, moléculas o iones que hay en exactamente 12 g de átomos de ^{12}C. Este número, 6.02×10^{23}, es el *número de Avogadro.* Un mol de un *elemento* contiene 6.02×10^{23} átomos y una masa igual a la *masa atómica* de este elemento expresada en gramos. Un mol de un *compuesto* contiene 6.02×10^{23} moléculas o fórmulas mínimas y tiene una masa igual a la *masa molecular* o *masa fórmula* de ese compuesto expresada en gramos. La masa molecular o masa fórmula expresada en gramos es la *masa molar* y es la masa en gramos de 1 mol de un elemento o compuesto (sección 8.2).

Un mol de un gas ocupa 22.4 L a la temperatura y presión normales [TPN, 0°C y 760 mm Hg (torr)]. Este número, el *volumen molar de un gas,* nos permite calcular la cantidad de moles de moléculas en un volumen específico de un compuesto gaseoso. También es posible utilizar el volumen molar para calcular la masa molecular y la masa molar de un compuesto o su densidad en condiciones TPN (sección 8.3).

Podemos determinar la composición porcentual de un compuesto a partir de la fórmula o del análisis experimental. Esta composición porcentual nos permite determinar la cantidad de cualquier elemento presente en una muestra del compuesto (sección 8.4).

La *fórmula empírica* de un compuesto es la proporción del número entero más pequeño de átomos presentes en una molécula o fórmula mínima del compuesto. Se determina a partir del análisis químico (composición porcentual o masa de cada elemento) del compuesto. La *fórmula molecular* de un compuesto es la fórmula que expresa la cantidad real de átomos de cada elemento en una molécula del compuesto. Es un múltiplo de números enteros de la fórmula empírica. Podemos determinar la fórmula molecular a partir de la fórmula empírica y la masa molecular experimental del compuesto (sección 8.5).

Diagrama temático



Ejercicios

1. Defina o explique los siguientes términos (el número entre paréntesis se refiere a la sección del texto donde se menciona el término):

a. mol (8.2)
b. número de Avogadro (8.2)
c. masa molar (8.2)
d. temperatura y presión normales (TPN) (8.3)
e. volumen molar de un gas (8.3)
f. fórmula empírica (8.5)
g. fórmula molecular (8.5)

2. Diga cuál es la diferencia entre:

a. moles de átomos y moles de moléculas
b. fórmula empírica y fórmula molecular

Problemas

Utilice las masas atómicas que se dan en las tablas de masas atómicas aproximadas que se encuentra al final del libro.

Masa de fórmula o masa molecular (véase la sección 8.1)

3. Calcule la masa molecular de cada uno de los siguientes compuestos:

a. CO_2
b. $C_6H_{12}O_6$
c. NH_3
d. CH_4
e. SO_3
f. N_2O_3

4. Calcule la masa de la fórmula de cada uno de los siguientes compuestos:

a. Al_2O_3
b. ZnF_2
c. $Ca(OH)_2$
d. $Hg(NO_3)_2$
e. $Ca_3(PO_4)_2$
f. $Al_2(SO_4)_3$

Moles de unidades y número de Avogadro (véase la sección 8.2 y el capítulo 7 para escribir las fórmulas de los compuestos a partir de sus nombres)

5. Calcule la masa molar de cada uno de los compuestos siguientes:

a. CO **b.** C_2H_4

c. $CaCl_2$ **d.** $Ca(NO_3)_2$

6. Diga cuál es el número de moles de átomos de cada elemento presente en 1 mol de las siguientes fórmulas mínimas o moléculas de los compuestos:

a. C_6H_6 **b.** N_2O_4 **c.** $Al_2(SO_4)_3$

d. $Ca(OH)_2$ **e.** K_2CO_3 **f.** $Ba(C_2H_3O_2)_2$

7. Calcule el número de:

a. moles de aluminio en 3.60 g de aluminio

b. moles de *átomos* de oxígeno en 50.0 g de átomos de oxígeno

c. moles de *moléculas* de oxígeno en 50.0 g de oxígeno gaseoso (O_2)

d. moles de cloruro de plata en 55.0 g de cloruro de plata

e. moles de carbonato de calcio en 3.50 g de carbonato de calcio

f. moles de ácido sulfúrico en 0.125 kg de ácido sulfúrico

g. moles de átomos de hierro y de cloro en 1.50 mol de cloruro de hierro(III)

h. moles de iones de magnesio, átomos de fósforo y átomos de oxígeno en 2.70 mol de fosfato de magnesio

i. moles de sodio en 1.60×10^{23} átomos de sodio

j. moles de agua en 7.50×10^{24} moléculas de agua

8. Calcule el número de:

a. moles de átomos de sodio en 22.0 g de sodio

b. moles de azufre en 85.0 g de azufre

c. moles de metano (CH_4) en 108 g de metano

d. moles de cloruro de sodio en 4.25 g de cloruro de sodio

e. moles de carbonato de calcio en 4.20 kg de carbonato de calcio

f. moles de iones de aluminio en 12.6 g de iones aluminio

g. moles de azufre en 0.350 mol de sulfato de aluminio

h. moles de bromuro de potasio en 5.65×10^{24} fórmulas mínimas de bromuro de potasio

i. moles de dióxido de carbono en 1.59×10^{24} moléculas de dióxido de carbono

j. moles de dióxido de nitrógeno en 6.85×10^{25} moléculas de dióxido de nitrógeno

9. Calcule el número de:

a. moles de arsénico en 17.6 g de arsénico

b. moles de bromuro de potasio en 18.9 g de bromuro de potasio

c. moles de átomos de cloro en 3.20 mol de cloruro de bario

d. moles de arsénico en 5.25×10^{24} átomos de arsénico

e. moles de bromuro de potasio en 4.21×10^{25} fórmulas mínimas de bromuro de potasio

10. Calcule la masa en:

a. gramos de dióxido de carbono en 1.25 mol de dióxido de carbono

b. gramos de fosfato de sodio en 1.50 mol de fosfato de sodio

c. gramos de sodio en 1.30 mol de átomos de sodio

d. gramos de cloruro de sodio en 0.150 mol de cloruro de sodio

e. miligramos de sulfato de potasio en 0.00250 mol de sulfato de potasio

f. gramos de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 1.30 mol de azúcar

g. miligramos de amoniaco (NH_3) en 0.0200 mol de amoniaco

h. gramos de fósforo en 1.40 mol de fosfato de sodio

i. gramos de oxígeno en 1.25 mol de fosfato de sodio

j. gramos de magnesio en 3.45×10^{23} átomos de magnesio

11. Calcule la masa en:

a. gramos de nitrógeno en 4.00 mol de moléculas de nitrógeno (N_2)

b. gramos de cobre en 2.50 mol de átomos de cobre

c. gramos de carbonato de bario en 0.400 mol de carbonato de bario

d. miligramos de oxígeno en 0.00300 mol de moléculas de oxígeno (O_2)

e. gramos de fósforo en 0.305 mol de fósforo

f. miligramos de carbono 0.00240 mol de dextrosa (glucosa, $C_6H_{12}O_6$)

g. gramos de ácido sulfúrico en 2.00 mol de ácido sulfúrico

h. gramos de potasio en 6.70 mol de cloruro de potasio

i. gramos de metano (CH_4) en 1.27×10^{21} moléculas de metano

j. gramos de dióxido de carbono en 2.30×10^{21} moléculas de dióxido de carbono

12. Calcule la masa en:

a. gramos de titanio en 0.132 mol de titanio

b. gramos de óxido de magnesio en 0.362 mol de óxido de magnesio

c. gramos de cloro en 1.12 mol de cloruro de magnesio

d. gramos de titanio en 3.25×10^{24} átomos de titanio

e. gramos de óxido de magnesio en 1.36×10^{25} unidades de fórmula de óxido de magnesio

13. Calcule el número de:

a. átomos en 0.600 mol de átomos de carbono

b. átomos en 0.0400 mol de átomos de fósforo

c. moléculas en 7.80 mol de metano (CH_4)

d. moléculas en 15.0 g de dióxido de carbono

14. Calcule el número de:

a. moléculas en 3.10 mol de hidrógeno gaseoso (H_2)

b. moléculas en 20.0 g de hidrógeno gaseoso (H_2)

c. átomos de hidrógeno en 5.00 g de hidrógeno gaseoso (H_2)

d. átomos de oxígeno en 7.80 de dióxido de carbono

15. Calcule la masa en gramos de *un* átomo de:

a. un isótopo de helio, masa atómica = 4.00 uma

b. un isótopo de níquel, masa atómica = 61.9 uma

c. un isótopo de rubidio, masa atómica = 84.9 uma

d. un isótopo de mercurio, masa atómica = 204 uma

Volumen molar y problemas relacionados (véase la sección 8.3)

16. Calcule el número de:

a. moles de gas helio en 15.0 L de helio a TPN

b. moles de moléculas de oxígeno gaseoso en 875 mL de oxígeno (O_2) a TPN

c. moles de moléculas de nitrógeno gaseoso en 48.0 L de nitrógeno (N_2) a TPN

d. gramos de dióxido de carbono gaseoso en 14.0 L de dióxido de carbono a TPN

e. gramos de gas metano (CH_4) en 6.50 L de metano a TPN

f. gramos de monóxido de carbono gaseoso en 5.65 L de monóxido de carbono a TPN

17. Calcule la masa molecular y la masa molar de los gases siguientes:

a. 3.30 L a TPN tiene una masa de 0.580 g

b. 4.00 L a TPN tiene una masa de 4.98 g

c. 2.45 L a TPN tiene una masa de 7.40 g

d. la densidad de un gas a TPN es de 0.725 g/L

e. la densidad de un gas a TPN es de 1.65 g/L

f. la densidad de un gas a TPN es de 1.80 g/L

18. Calcule la densidad en g/L de los gases siguientes a TPN:

a. amoniaco (NH_3)

b. etano (C_2H_6)

c. acetileno (C_2H_2)

d. propano (C_3H_8)

e. yoduro de hidrógeno (HI)

f. X_2Y (masas atómicas: X, 4.0 uma, Y, 3.2 uma)

19. Calcule el volumen en litros a TPN que ocuparían los gases siguientes:

a. 9.00 g de nitrógeno (N_2)

b. 7.50 g de oxígeno (O_2)

c. 2.59 g de monóxido de carbono

d. 4.60 g de cloro (Cl_2)

e. 8.40 g de cloruro de hidrógeno

f. 6.30 g de monóxido de dinitrógeno

Composición porcentual (véase la sección 8.4)

20. Calcule la composición porcentual de los siguientes compuestos:

a. NaCl **b.** H_2S **c.** $BaCO_3$

d. $Ca_3(PO_4)_2$ **e.** C_2H_6O **f.** $Fe(C_2H_3O_2)_3$

21. Calcule el porcentaje de metal en los siguientes compuestos:

a. 0.550 g de un metal se combinan con 0.400 g de oxígeno

b. 0.400 g de un metal se combinan con 0.380 g de oxígeno

c. 1.85 g de un metal se combinan con 1.30 g de azufre

d. 275 mg de un metal se combinan con 135 mg de azufre

22. Una muestra cruda de lejía tiene una masa de 13.0 g. Contiene 6.85 g de hidróxido de sodio. ¿Cuál es el porcentaje de sodio en la muestra cruda? Suponga que las impurezas no contienen sodio.

23. Calcule la cantidad de:

a. gramos de cadmio en 28.0 g de sulfuro de cadmio

b. gramos de magnesio en 68.0 g de nitruro de magnesio

c. gramos de sulfuro de calcio que contienen 5.37 g de azufre

d. gramos de óxido de mercurio (II) que contienen 6.40 g de mercurio

Fórmulas empírica y molecular (véase la sección 8.5)

24. Determine la fórmula empírica de cada uno de los siguientes compuestos:

a. 48.0% de zinc y 52.0% de cloro

b. 19.0% de estaño y 81.0% de yodo

c. 25.9% de hierro y 74.1% de bromo

d. 62.6% de plomo, 8.5% de nitrógeno y 29.0% de oxígeno

e. 28.8% de magnesio, 14.2% de carbono y 57.0% de oxígeno

f. 38.8% de calcio, 20.0% de fósforo y 41.3% de oxígeno

g. 36.5% de sodio, 25.4% de azufre y 38.1% de oxígeno

h. 44.9% de potasio, 18.4% de azufre y 36.7% de oxígeno

i. 7.2% de fósforo y 92.8% de bromo

j. 74.4% de galio y 25.6% de oxígeno

25. Determine la fórmula empírica de cada uno de los compuestos siguientes a partir de los datos experimentales:

a. 1.99 g de aluminio se combinan con 1.76 g de oxígeno

b. 1.07 g de carbono se combinan con 1.43 g de oxígeno

c. 2.95 g de sodio se combinan con 2.05 g de azufre

d. 0.500 g de azufre se combinan con 0.500 g de oxígeno

26. Determine la fórmula molecular de cada uno de los compuestos siguientes a partir de los datos experimentales:

a. 80.0% de carbono, 20.0% de hidrógeno y una masa molecular de 30.0 uma

b. 83.7% de carbono, 16.3% de hidrógeno y una masa molecular de 86.0 uma

c. 92.3% de carbono, 7.7% de hidrógeno y una masa molecular de 26.0 uma

d. 41.4% de carbono, 3.5% de hidrógeno, 55.1% de oxígeno y una masa molecular de 116.0 uma

e. 37.8% de carbono, 6.3% de hidrógeno, 55.8% de cloro y una masa molecular de 127.0 uma

27. La sulfadiacina, un medicamento de sulfa que se utilizó en el tratamiento de las infecciones por bacterias, dio el siguiente resultado después de su análisis: 48.0% de carbono, 4.0% de hidrógeno, 22.4% de nitrógeno, 12.8% de azufre y 12.8% de oxígeno. Se encontró su masa molecular igual a $25\overline{0}$ uma. Calcule la fórmula molecular de la sulfadiacina.

28. La estrona, hormona sexual femenina, dio en el análisis el siguiente resultado: 80.0% de carbono, 8.2% de hidrógeno y 11.8% de oxígeno. Se encontró su masa molecular igual a $27\overline{0}$ uma. Calcule la fórmula molecular de la estrona.

29. La nicotina, un compuesto que se encuentra en las hojas de tabaco en una concentración de 2 a 8%, dio en el análisis: 74.0% de carbono, 8.7% de hidrógeno y 17.3% de nitrógeno. Se encontró su masa molecular igual a 162 uma. Calcule la fórmula molecular de la nicotina.

30. El cianógeno, un gas muy venenoso con un olor semejante a las almendras, dio en el análisis: 46.2% de carbono y 53.8% de nitrógeno. En condiciones TPN, el cianógeno tiene una densidad de 2.32 g/L. Calcule su fórmula molecular.

Problemas generales

31. Calcule el número de moles de H_2SO_4 en 695 g de ácido sulfúrico al 48% (referido a la masa). (*Sugerencia:* una disolución de ácido sulfúrico al 48% contiene 48.0 g de H_2SO_4 puro en $1\overline{00}$ g de disolución).

32. ¿Cuántos mililitros de ácido nítrico concentrado se necesitarán para obtener 4.00 mol de HNO_3? El ácido nítrico concentrado contiene 72.0% de HNO_3 y tiene una densidad relativa de 1.42. (*Sugerencia:* una disolución concentrada de HNO_3 al 72% contiene 72.0 g de HNO_3 puro en $1\overline{00}$ g de disolución concentrada).

33. Cuando una persona que está conduciendo un vehículo tiene un nivel de alcohol en la sangre de 1$\overline{00}$ mg de alcohol (C_2H_6O) por 1$\overline{00}$ mL de sangre, se considera, en la mayoría de los casos, que esta persona está "conduciendo en estado de ebriedad". ¿Cuántas moléculas de alcohol por mL de sangre se necesitan para considerar que una persona está en estas condiciones?

34. El amoniaco líquido (amoniaco al 100%) y el nitrato de amonio puro se utilizan como fertilizantes por su contenido de nitrógeno. Ambos se venden aproximadamente a 300 dólares por tonelada. Con base en su contenido de nitrógeno, ¿cuál convendría comprar?

35. Un milimol (mmol) es igual a 0.001 mol. Calcule la cantidad de:

a. milimoles de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 1.40 g de azúcar

b. gramos de azúcar en 11.2 mmol de azúcar

c. moléculas de azúcar en 8.25 mmol de azúcar

36. El nivel de glucosa en la sangre de una persona normal es de 90 mg de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) por 1$\overline{00}$ mL de sangre. Una ingestión oral de 1.00 g de glucosa por kilogramo de peso corporal, eleva el nivel de glucosa sanguínea a casi 1$\overline{40}$ mL de glucosa por 1$\overline{00}$ mL de sangre.

a. Calcule la cantidad de milimoles de glucosa por mL de sangre y la cantidad de moléculas de glucosa por mL de sangre antes del consumo de glucosa.

b. El volumen total promedio de sangre en una persona es de 5.50 L. Calcule el total de milimoles y de gramos de glucosa en la sangre antes y después del consumo de glucosa. (Véase el problema 35 para la definición de milimol).

37. En persona diabética, el nivel de glucosa en la sangre es de casi 135 mg de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) por 1$\overline{00}$ mL de sangre. Una ingestión oral de 1.00 g de glucosa por kilogramo de peso corporal eleva el nivel de glucosa en la sangre a razón de 23$\overline{0}$ mg por 1$\overline{00}$ mL de sangre.

a. Calcule la cantidad de milimoles de glucosa por mililitro de sangre y la cantidad de moléculas de glucosa por mililitro de sangre antes y después del consumo de la glucosa.

b. El volumen total promedio de sangre en una persona es de 5.50 L. Calcule los milimoles totales y los gramos de glucosa en la sangre antes y después del consumo de la glucosa. (Véase el problema 35 para una definición de milimoles).

38. Un hidrocarburo gaseoso tiene una densidad de 1.25 g/L a 0°C y 76$\overline{0}$ torr. Su composición es de 85.6% de carbono y 14.4% de hidrógeno. Calcule su fórmula molecular.

39. El ciclopropano, hidrocarburo gaseoso que se utiliza como anestésico, dio en el análisis: 85.6% de carbono y de 14.4% de hidrógeno. En condiciones TPN, 7.52 L de ciclopropano tiene una masa de 14.1 g. Calcule su fórmula molecular.

40. La dosis normal del ibuprofeno, un antiinflamatorio, es de 2$\overline{00}$ mg. Calcule la cantidad de moléculas en esta dosis (masa molecular = 206 g).

41. Los cuatro miembros de una familia enfermaron. Se pensó que la causa podría ser el aire del interior de la casa y se tomó una muestra. Después de eliminar el oxígeno y el nitrógeno de la muestra se encontró que 1$\overline{00}$ mL del aire en condiciones TPN, tenían una masa de 0.124 g. Las dos posibles causas eran: (a) formaldehído (CH_2O)

de un muro aislante instalado de manera inadecuada, o (b) monóxido de carbono de un horno de gas mal instalado. Con base en esta información, ¿cuál es la causa probable? Explique su respuesta.

42. Se analizó el gas de un pozo que contiene helio (He) y metano (CH_4). Se encontró que una muestra de $1\overline{00}$ mL de gas en condiciones TPN, tenía una masa de 0.067 g. Con base en esta información, ¿el gas del pozo contiene principalmente helio, principalmente metano o cantidades equivalentes de ambos? Explique su respuesta.

✓ Cuestionario A del capítulo 8 (secciones 8.1 hasta 8.3)

ELEMENTO	UNIDADES DE MASA ATÓMICA (UMA)
Cl	35.5
O	16.0
C	12.0

1. Calcule la masa en gramos de monóxido de dicloro en 1.30 mol de monóxido de dicloro.

2. Calcule el número de moléculas de monóxido de dicloro presentes en 13.5 g de monóxido de dicloro.

3. Calcule el número de litros de monóxido de dicloro gaseoso a TPN en 28.5 g de monóxido de dicloro.

4. Calcule la masa molecular y la masa molar de un gas que tiene una densidad de 1.45 g/L a TPN.

5. Calcule la densidad en g/L de monóxido de carbono gaseoso a TPN.

✓ Cuestionario B del capítulo 8 (secciones 8.4 a 8.5)

ELEMENTO	UNIDADES DE MASA ATÓMICA (UMA)
C	12.0
H	1.0
O	16.0
P	31.0
Br	79.9

1. Calcule la composición porcentual de $C_6H_{12}O_6$ (dextrosa o glucosa).

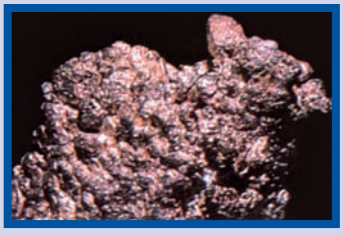
2. Calcule el número de gramos de oxígeno presentes en 30.0 g de $C_6H_{12}O_6$.

3. Determine la fórmula empírica de un compuesto que en el análisis dio: 7.20% de fósforo y 92.8% de bromo.

4. Determine la fórmula molecular de un compuesto que en el análisis dio: 40.0% de carbono, 6.7% de hidrógeno y 53.3% de oxígeno y tiene una masa molecular de 90.0 uma.

5. Determine la fórmula molecular de un gas que en el análisis dio 80.0% de carbono y 20.0% de hidrógeno. En condiciones TPN, 2.99 L de este gas tiene una masa de 4.00 g.

Cobre
(Símbolo: Cu)



El cobre es uno de los pocos metales que se puede encontrar en estado no combinado. Su color y brillo atractivos lo han convertido en un importante metal ornamental a lo largo de la historia.

El elemento COBRE: conductividad eléctrica y trenes de alta velocidad

Nombre: Su nombre deriva de la expresión latina *aes cyprium*, que significa "metal de Chipre", debido a las grandes cantidades de cobre que se produjeron en la Antigüedad en la isla de Chipre, en el mar Mediterráneo. El símbolo y el nombre moderno evolucionaron a partir de la palabra del latín popular *cuprum.*

Apariencia: El cobre es un hermoso metal de color café rojizo con brillo lustroso; es un excelente conductor de la electricidad y el calor.

Abundancia: El cobre es uno de los pocos metales que se puede encontrar en la naturaleza sin estar combinado con otros elementos. Ésta es una razón de por qué fue uno de los primeros metales que utilizaron los humanos. También se le puede encontrar combinado en los minerales *chalcopirita* ($CuFeS_2$) y *chalcocita* (Cu_2S). Junto con el hierro y el níquel, el cobre es uno de los metales más importantes para la industria.

Origen: El cobre metálico se produce a partir de: (1) sulfuro de cobre (I) o (2) óxido de cobre (I). El sulfuro de cobre (I) se hace reaccionar con oxígeno gaseoso para producir el cobre metálico y el dióxido de azufre. El óxido de cobre (I) se hace reaccionar con carbono, monóxido de carbono gaseoso o hidrógeno gaseoso para producir cobre metálico y dióxido de carbono gaseoso o agua.

Usos comunes: El cobre es un excelente metal para preparar aleaciones, al grado de que se han producido casi 1000 aleaciones diferentes de cobre. Las aleaciones metálicas pueden tener mayor resistencia y mejorar las propiedades de los metales puros. Las aleaciones de cobre más conocidas incluyen el latón (combinación de cobre y zinc con trazas de otros metales), el bronce (combinación de cobre y estaño con trazas de otros metales), las aleaciones de cobre-níquel y las aleaciones de cobre-plata.

El mayor uso del cobre (50%) es en la industria de la electrónica, donde es muy importante por su conductividad eléctrica. Los usos comunes incluyen los contactos y alambres eléctricos.

Otros usos del cobre y sus aleaciones tienen lugar en los procesos de plateado (aleaciones de Cu-Ag-Ni) en la joyería y en los utensilios de plata.

Los nuevos materiales superconductores (materiales que conducen la electricidad con muy poca resistencia) descubiertos a mediados de la década de 1980, contienen cobre como un componente. Si bien estos materiales han causado un gran impacto en la industria, también pueden originar productos muy importantes en el futuro. El material $YBa_2Cu_3O_x$ (Y = itrio, número atómico = 39), donde $x \approx 7$, pierde casi toda resistencia al paso de la corriente eléctrica cuando se enfría a 90 K (-183°C). Estos nuevos materiales se utilizan en los trenes de alta velocidad.

Acontecimientos raros: La gran cantidad de aleaciones útiles de cobre se originó en alguna medida en la época de los alquimistas (véase la sección 1.3). Aunque éstos nunca tuvieron éxito al tratar de transformar otros metales en oro, sus experimentos sobre combinación de diferentes metales los llevó a la preparación de aleaciones y a descubrir los principios de la metalurgia.

Química sustentable y CTS

Alimentos transgénicos. La controversia científica

¿Cuál es el mayor riesgo de los transgénicos?

Vivimos en la oscuridad, realmente no sabemos cuáles serán sus consecuencias. Pero, con el paso del tiempo, tal vez encontremos que es demasiado tarde. Se trata de una tecnología irreversible, y en estos casos debemos invocar el "principio de precaución", palabras de Arpad Pusztai, investigador en Escocia y asesor en Noruega, actualmente despedido, tras haber logrado probar que las papas modificadas genéticamente, así como otros transgénicos, causaban daño al organismo de los roedores. Algo semejante le ocurrió al científico mexicano, Ignacio Chapela, quien trabajaba en Suiza, en el Departamento de Biotecnología, y que actualmente imparte clases en Berkeley, California. Chapela encontró en Oaxaca maíz contaminado con transgénicos. Informó al gobierno del riesgo que se corría, ya que se permiten las importaciones y los experimentos, mas no la siembra comercial de transgénicos. Publicó su investigación en la revista *Nature* en noviembre de 2001, lo cual provocó que fuera amonestado, ya que había causado un problema muy serio con sus investigaciones en alimentos transgénicos y sus posibles efectos.

Un transgénico es un organismo modificado por medio de la transferencia de información genética, de otro ser vivo, que puede pertenecer a otra especie. Esto cambia las propiedades de la especie original.

Cuando los académicos se dirigen al público para tratar asuntos ligados con la seguridad alimentaria (sean transgénicos o no), deben ser muy cuidadosos en mencionar los riesgos en contexto, para que la información no sea alarmista ni complaciente. En el caso de los OGM (organismos genéticamente modificados) la forma de transmitir la información ha sido inadecuada, generando así una respuesta emocional hacia los riesgos de la biotecnología. Como ejemplo tenemos la "defensa del maíz" que se presentó en muchos diarios de la República Mexicana, en marzo del 2004.

El maíz, nuestra cultura sustentada en el maíz y la diversidad de la vida que representa, están en peligro. En Oaxaca se descubrió hace unos años la primera contaminación de maíces transgénicos que pone en riesgo la desaparición de nuestra naturaleza y cultura.

México debe tener libres de transgénicos la riqueza natural de plantas cultivables y sus parientes silvestres, ya que son recursos de primordial importancia económica y ecológica para el país. Palabras de José Sarukhan Kérmez (ex rector de la UNAM, en la mesa redonda: "Ley de Bioseguridad y Transgénicos en el Instituto de Ecología", en enero de 2005).

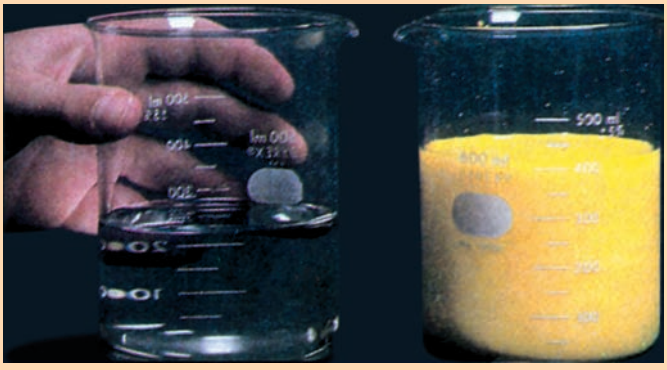
Este investigador señala que el principal desafío para la agricultura en el mundo es lograr que sea sustentable, para satisfacer las necesidades alimentarias en el presente siglo, considerando que la población va en constante aumento (se calculan 9000 millones de personas para el año 2050. Debe generarse la investigación necesaria, ya que el desarrollo de transgénicos, puede ser la solución para el abastecimiento alimentario en el país, pero por ser una innovación tecnológica, debemos conocer sus efectos ambientales y en la salud, a corto y a largo plazos. También deben implementarse las políticas, regulaciones y normatividad necesarias en bioseguridad para la transferencia, manejo y uso de organismos vivos, modificados por la biotecnología moderna.

Hiroshi Takahashi, "Transgénicos el raro alimento de cada día".
La *Revista*, 29 marzo, 2004.

Sarukhan Kérmez, Álvarez Buylla, 2005. *Gaceta UNAM*, 24 de enero de 2005.

Capítulo 9

Ecuaciones químicas



Precipitación de yoduro de plomo(II). Una disolución incolora de yoduro de potasio (vaso de la izquierda) se vierte en una disolución incolora de nitrato de plomo(II) para producir un precipitado amarillo (sustancia insoluble, vaso de la derecha) de yoduro de plomo(II).

Objetivos del capítulo 9

1. Definir el significado del término *ecuación química* y explicar por qué las ecuaciones químicas son expresiones útiles de las reacciones químicas (sección 9.1).
2. Identificar los términos y símbolos que se utilizan en la escritura de las ecuaciones químicas (sección 9.2).
3. Utilizar normas en el balance de las ecuaciones químicas y para balancear las diferentes ecuaciones de las reacciones químicas (secciones 9.3 y 9.4).
4. Balancear las diversas ecuaciones de reacciones de combinación (sección 9.6)
5. Balancear las diversas ecuaciones de reacciones de descomposición (sección 9.7).
6. *Completar* y balancear las diferentes ecuaciones de sustitución sencilla (sección 9.8).
7. *Completar* y balancear las diferentes ecuaciones de reacciones de doble sustitución (sección 9.9).
8. *Completar* y balancear las diferentes ecuaciones de reacciones de neutralización (sección 9.10).
9. Balancear las diversas ecuaciones de reacciones químicas e *identificarlas* como (i) reacción de combinación, (ii) reacción de descomposición, (iii) reacción de sustitución sencilla, (iv) reacción de doble sustitución, o (v) reacción de neutralización (secciones de la 9.5 a la 9.10).

Cuenta regresiva

Puede utilizar la tabla periódica.

5. Clasifique los siguientes cambios como físicos o químicos (sección 3.4)

a. construcción de una caja para sus libros (físico)

b. combustión de la caja (químico)

c. destrozo de la defensa frontal derecha de su auto al estrellarse contra una señal de alto mientras trata de reducir la velocidad en una avenida cubierta por hielo (físico)

d. oxidación de la defensa posterior izquierda de su auto ocasionada por la sal vertida en las carreteras (químico)

4. Escriba la fórmula correcta del compuesto que se forma con la combinación de los siguientes iones (sección 6.9).

a cobre(II) (Cu^{2+}) y cloruro (Cl^-) ($CuCl_2$)

b. cobre(I) (Cu^+) y cloruro (Cl^-) ($CuCl$)

c. cobre(II) (Cu^{2+}) y seleniuro (Se^{2-}) ($CuSe$)

d. cobre(I) (Cu^+) y seleniuro (Se^{2-}) (Cu_2Se)

3. Escriba la fórmula correcta de cada uno de los siguientes compuestos binarios (secciones 7.2 y 7.3).

a. tetróxido de difósforo (P_2O_4)

b. cloruro de plomo(IV) ($PbCl_4$)

c. nitruro de bario (Ba_3N_2)

d. fosfuro de cobre(I) (Cu_3P)

2. Escriba la fórmula correcta de cada uno de los siguientes compuestos ternarios y superiores (secciones 7.4, 7.5 y 7.6).

a. nitrito de calcio [$Ca(NO_2)_2$]

b. ácido crómico (H_2CrO_4)

c. sulfato de estaño(IV) [$Sn(SO_4)_2$]

d. fosfato de estaño(I) [$Sn_3(PO_4)_2$]

1. Clasifique cada uno de los siguientes compuestos como: ácido, base o sal. Suponga que todos los compuestos solubles se encuentran en disolución acuosa (sección 7.6)

a. $H_2Cr_2O_7$ (ácido) **b.** $CaCr_2O_7$ (sal)

c. $Ca(OH)_2$ (base) **d.** $Ca(C_2H_3O_2)_2$ (sal)

¿Alguna vez se ha preguntado por qué, si vierte limón y leche en el té, la leche se cuaja? ¿Conoce el funcionamiento del polvo para hornear? ¿Qué sucede con el limpiador del inodoro? ¿Y alguna vez se ha detenido a pensar por qué un cerillo enciende cuando lo frota? En cada caso, la respuesta es que se ha llevado a cabo una reacción química.

En el capítulo anterior vimos cómo interactúan los elementos y compuestos para formar nuevos compuestos. Pero en realidad no hemos considerado cómo nos afectan estas interacciones a nosotros y nuestro entorno. En este capítulo describiremos algunos de los principales tipos de interacciones químicas y su importancia en nuestra vida cotidiana. Por ejemplo, al terminar este capítulo usted comprenderá por qué una tableta antiácida, actúa sobre un estómago irritado y por qué los contaminantes del aire como el dióxido de azufre son peligrosos para su salud y su bienestar. Sin embargo, para comprender estos efectos, primero debe volverse un experto en el manejo de una harramienta química importante —el balance de las ecuaciones químicas.

9.1 Definición de una ecuación química

Los científicos se refieren a las interacciones entre sustancias químicas que dan origen a algún cambio como **reacciones químicas** pero, ¿cómo sabemos que ha ocurrido una reacción química? En la sección 3.4, vimos los *cambios químicos* y establecimos que un cambio químico se puede observar sólo a través de un cambio en la composición de las sustancias. Se forman nuevas sustancias cuyas propiedades son diferentes a las de las sustancias que las originaron. Por tanto, un *cambio químico* puede reconocerse por hechos como:

Reacción química Interacción entre sustancias químicas con la que se produce un cambio.

1. la producción de un gas (efervescencia)
2. la producción de calor (se calienta el matraz) o la absorción de calor (se enfría el matraz)
3. un cambio permanente en el color, o
4. la aparición de una sustancia insoluble (véase la fotografía al inicio de este capítulo).

Cuando se produce un cambio químico significa que ha ocurrido una reacción química. Para las reacciones químicas escribimos ecuaciones químicas. Una **ecuación química** es una forma abreviada de expresar un cambio químico mediante símbolos y fórmulas. En la escritura de las ecuaciones químicas se aplican dos reglas básicas:

Ecuacion química Forma abreviada de expresar por escrito una reacción química por medio de símbolos y fórmulas, y los coeficientes estequiométricos que balancean la ecuación.

1. No podemos escribir una ecuación para una reacción si no sabemos cómo reaccionan las sustancias y qué nuevas sustancias se forman.
2. Toda ecuación química debe estar *balanceada.* Es decir, la cantidad de átomos de cada elemento presente en el lado izquierdo de la ecuación debe ser igual a la cantidad de átomos de ese elemento en el lado derecho de la ecuación.

En realidad, estas reglas no son muy diferentes de las que rigen el primer problema aritmético que usted resolvió. Cuando aprendió a escribir $1 + 1 = 2$, aprendió a utilizar los símbolos (por ejemplo, + en lugar de la palabra "más"). También aprendió que los números "reaccionan" entre sí (en este caso, se combinan). Y aprendió que era inaceptable el error en el balance de una ecuación (escribir $1 + 1 = 3$); 1 más 1 *no* es igual a 3.

Realizamos el balance de las ecuaciones químicas debido a la *Ley de la conservación de la masa,* la cual fue determinada experimentalmente en 1789 por el químico francés Antoine Laurent Lavoisier. Como vimos en la sección 3.6, esta ley establece que durante los cambios químicos ordinarios la masa no se crea ni se destruye. Por tanto, la masa *total* que participa en un cambio físico o químico permanece constante. *Es un requisito de la ley de la conservación de la masa que la cantidad de átomos o de moles de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación.* Por esta razón balanceamos las ecuaciones químicas. Una ecuación química balanceada es uno de los aspectos fundamentales y más importantes que puede usted conocer acerca de un proceso químico.

Las ecuaciones químicas pueden escribirse de dos formas generales: como *ecuaciones completas* (o *moleculares*) (válida para los elementos y compuestos que existen como moléculas y también para los que se escriben como fórmulas mínimas) y como *ecuaciones iónicas.* En este capítulo sólo vamos a considerar las ecuaciones completas (o moleculares). Una vez que tengamos la habilidad para balancear estas ecuaciones, consideraremos las ecuaciones iónicas en el capítulo 15.

9.2 Términos, símbolos y su significado

Un requisito primordial del balance de las ecuaciones químicas es que usted aprenda los símbolos y las convenciones que utilizan los químicos para la escritura de estas ecuaciones. En una ecuación química, los **reactivos**, las sustancias que se combinan entre sí, se escriben a la izquierda. Los **productos**, las sustancias que se forman, se escriben a la derecha. Los reactivos se separan de los productos por medio de una flecha sencilla (⟶), o de una flecha doble (⇌) según las condiciones de la reacción. Cada uno de los reactivos y de los productos se separan entre sí con un signo más (+). Algunas veces se indican el estado físico de las sustancias que participan en la reacción, colocando la abreviatura de una sola letra entre paréntesis después de la fórmula de la sustancia.

Reactivos Sustancias que interactúan entre sí en una reacción química; se escriben en el lado izquierdo de la ecuación química.

Productos Sustancias que se forman durante una reacción química; se escriben en el lado derecho de la ecuación química.

1. un *gas* se indica con (*g*): $H_2(g)$
2. un *líquido* se indica con (*l*): $H_2O(l)$
3. un *sólido* se indica con (*s*): AgCl(*s*)

El agua se utiliza con frecuencia para disolver los sólidos y un compuesto disuelto en agua se indica por medio de (*ac*) que significa disolución *ac*uosa, tal como el NaCl(*ac*). Cuando una reacción necesita calor para poder llevarse a cabo, puede aparecer un signo delta (Δ) arriba o abajo de la flecha que separa los reactivos y los productos, como $\xrightarrow{\Delta}$. También arriba o abajo de la flecha pueden aparecer otras condiciones o sustancias necesarias para la reacción. Por ejemplo, en $\xrightarrow{Pt}$, el Pt es un catalizador. Un **catalizador** es una sustancia que acelera una reacción química y que al final se recupera sin que haya sufrido cambio. Uno de los catalizadores más importantes de la naturaleza es la clorofila, que se encuentra sólo en las plantas verdes (véase la figura 9.1). Durante un proceso conocido como *fotosíntesis*, la clorofila transforma el dióxido de carbono, el agua y la luz solar en alimento (glucosa, un azúcar) para estas plantas. También son catalizadores las diferentes enzimas que se utilizan en la digestión de los alimentos. Un ejemplo es la ptialina en la saliva, que cataliza la ruptura de moléculas grandes, como el almidón, en moléculas más pequeñas como la maltosa.

Catalizador Sustancia que modifica la velocidad (la acelera) de una reacción química y que al término de ésta se recupera sin cambio.

FIGURA 9.1
La clorofila es responsable del color verde de la vegetación. Cataliza la conversión del dióxido de carbono, el agua y la energía de la luz solar en glucosa (un azúcar) y oxígeno:

$$6\,CO_2(g) + 6\,H_2O(l) \xrightarrow[\text{clorofila}]{\text{luz solar}} \underset{\text{glucosa}}{C_6H_{12}O_6(s)} + 6\,O_2(g).$$

Los catalizadores y otros símbolos químicos pueden aparecer o no en una ecuación. En algunas ecuaciones podrá encontrar muchos de los símbolos resumidos en la tabla 9.1. En otras sólo podrá encontrar algunos. Todo depende de la naturaleza de la reacción de que se trate.

TABLA 9.1 **Términos y símbolos que se utilizan en las ecuaciones químicas, con su significado**

TÉRMINO O SÍMBOLO	SIGNIFICADO
Reactivos	En el lado izquierdo de la ecuación
Productos	En el lado derecho de la ecuación
$\longrightarrow$, $\rightleftharpoons$	Separa los productos de los reactivos
(*g*)	Gas o producto en forma de gas
(*l*)	Líquido
(*s*)	Sólido o producto sólido que precipita o se separa de la disolución
(*ac*)	Disolución acuosa (disuelto en agua)
Δ arriba o abajo de la flecha ($\xrightarrow{\Delta}$ o $\underset{\Delta}{\rightarrow}$)	Calor necesario para iniciar o consumar una reacción.
Símbolo arriba o abajo de la flecha ($\xrightarrow{Pt}$ o $\underset{Pt}{\rightarrow}$)	Catalizador

9.3 Reglas para el balanceo de ecuaciones químicas

Así como no todos los símbolos aparecen en todas las ecuaciones, de la misma manera no existen reglas absolutas para el balanceo de ecuaciones. (Sin embargo, recuerde que lo que *si es* una regla es que *usted debe* balancear las ecuaciones). No obstante, por lo general, encontrará las siguientes normas aplicables a la mayor parte de las ecuaciones sencillas que encontrará en este capítulo. También recuerde que debe balancear la cantidad de átomos o moles de átomos de cada elemento. Por tanto, debe haber la *misma cantidad* de átomos o moles de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación. A este proceso lo llamamos "balanceo por inspección". Esta expresión se refiere al hecho de que no implica ningún proceso matemático. Más bien, evaluamos (inspeccionamos) la ecuación, trabajamos de acuerdo con las reglas y la balanceamos.

Para ayudarle a comprender este proceso y las normas, las utilizaremos para balancear una ecuación de la reacción entre disoluciones acuosas de hidróxido de calcio y ácido fosfórico que dan como producto fosfato de calcio y agua líquida.

Clave del estudio: Revise el capítulo 7 sobre nomenclatura para asegurarse de escribir las fórmulas correctas.

Regla 1. Escriba las fórmulas correctas de los reactivos y los productos colocando los reactivos a la izquierda y los productos a la derecha, separados por medio de $\rightarrow$ o $\rightleftharpoons$. Separe los reactivos y los productos entre sí, colocando un signo más (+). *Una vez que haya escrito la fórmula correcta, no la cambie durante las subsiguientes operaciones de balanceo.* En cambio, coloque números, llamados coeficientes, *frente* a la fórmula para obtener una ecuación balanceada.

La ecuación del ejemplo se transforma en:

$$Ca(OH)_2(ac) + H_3PO_4(ac) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2(s) + H_2O(l)$$

Regla 2. Inicie el proceso de balanceo seleccionando el *elemento específico* que se va a balancear. Por lo general, debe seleccionar un elemento del *compuesto* que contenga *la mayor cantidad de átomos,* y debe seleccionar el elemento presente en mayor cantidad en ese compuesto. Este elemento *no* debe ser un elemento de un ion poliatómico *ni debe ser* H u O. Realice el balanceo de la cantidad de átomos de este elemento colocando un coeficiente frente a la fórmula adecuada que contenga el elemento seleccionado. Por ejemplo, si coloca un 3 antes de la fórmula NaCl (3 NaCl), significa que en la reacción se requieren 3 fórmulas mínimas de cloruro de sodio. Si usted no coloca ningún número antes de la fórmula, se considera que el coeficiente es 1. *Bajo ninguna circunstancia cambie la fórmula correcta de un compuesto al realizar el balance de la ecuación.*

Si seleccionamos el Ca en el $Ca_3(PO_4)_2$ como nuestro elemento, la ecuación del ejemplo será ahora:

$$3\ Ca(OH)_2(ac) + H_3PO_4(ac) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2(s) + H_2O(l)$$

Observe que ahora hay 3 átomos de Ca en cada lado de la ecuación.

Regla 3. Enseguida, realice el balanceo de los *iones poliatómicos* que deben ser *iguales* en ambos lados de la ecuación. Puede balancearlos como si se tratara de una sola unidad. En algunos casos, tendrá que ajustar el coeficiente que colocó en el paso 2. Cuando esto ocurra, asegúrese de repetir el paso 2 para confirmar que el elemento seleccionado todavía está balanceado.

El grupo PO_4 es el ion poliatómico PO_4^{3-}. Si balanceamos este ion, la ecuación del ejemplo será ahora:

$$3\ Ca(OH)_2(ac) + 2\ H_3PO_4(ac) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2(s) + H_2O(l)$$

Observe que si colocamos un 2 frente al H_3PO_4, tenemos 2 iones PO_4^{3-} en cada lado de la ecuación.

Regla 4. Balancee los *átomos de H* y luego los *átomos de O.* Si aparecen en el ion poliatómico y ya realizó el balance en el paso 3, no necesita volver a considerarlos.

Balancee los átomos de H colocando un 6 frente a H_2O. La ecuación del ejemplo es ahora:

$$3\ Ca(OH)_2(ac) + 2\ H_3PO_4(ac) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2(s) + 6\ H_2O(l)$$

Observe que ahora hay 12 átomos de H en cada lado de la ecuación: 6 de los cuales se encuentran a la izquierda en 3 $Ca(OH)_2$ y 2 H_3PO_4, y 12 a la derecha en 6 H_2O. Ahora balanceamos también los átomos de O.

Regla 5. Verifique todos los coeficientes para comprobar que son *números enteros* y que están en la *proporción más pequeña posible.* Si los coeficientes son fracciones, debe multiplicar todos los coeficientes por un número que convierta las fracciones en números enteros. Si los coeficientes son similares a $\frac{5}{2}$ o $2\frac{1}{2}$, entonces debe multiplicar *todos* los coeficientes por 2. El $\frac{5}{2}$ o $2\frac{1}{2}$ se convierten en 5, un número entero. Usted debe reducir los coeficientes a la proporción más pequeña posible. Si los coeficientes son 6, 9 $\rightarrow$ 3, 12, los puede reducir a todos, dividiendo *cada uno* entre 3 para obtener las proporción más pequeña posible de 2, 3 $\rightarrow$ 1, 4.

Esta norma no se aplica aquí puesto que en nuestro ejemplo no hay coeficientes fraccionarios.

$$3\ Ca(OH)_2(ac) + 2\ H_3PO_4(ac) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2(s) + 6\ H_2O(l)$$

Regla 6. Marque cada átomo o ion poliatómico, colocando una ✓ sobre el átomo o ion en ambos lados de la ecuación para asegurarse de que ésta se encuentra balanceada. Conforme se vaya volviendo experto en el balanceo de ecuaciones, esto no será necesario, pero en las primeras ecuaciones en las que realice el balanceo, creemos que es conveniente que marque cada átomo o ion. Este símbolo, ✓, no es parte de la ecuación final, pero lo vamos a utilizar como instrumento de enseñanza para asegurarnos de que quede balanceado cada átomo o ion.

En nuestro ejemplo:

$$3\ \overset{\checkmark}{Ca}(\overset{\checkmark\checkmark}{OH})_2(ac) + 2\ \overset{\checkmark}{H_3}\overset{\checkmark}{PO_4}(ac) \longrightarrow \overset{\checkmark}{Ca_3}(\overset{\checkmark}{PO_4})_2(s) + 6\ \overset{\checkmark\checkmark}{H_2O}(l) \qquad \text{(balanceada)}$$

Estas reglas se resumen como sigue:

Regla 1. Escriba las fórmulas correctas.

Regla 2. Comience con un elemento específico del compuesto con la mayor cantidad de átomos.

Regla 3. Balancee los iones poliatómicos.

Regla 4. Balancee los átomos H y luego los átomos O.

Regla 5. Verifique los coeficientes para asegurarse de que todos son números enteros y están en la proporción más pequeña posible.

Regla 6. Marque cada átomo o ion poliatómico con una ✓.

9.4 Ejemplos de balanceo de ecuaciones

Ahora vamos a aplicar estas reglas para balancear las siguientes ecuaciones por inspección.

EJEMPLO 9.1 Balancear por inspección cada una de las siguientes ecuaciones:

a. $Fe(s) + HCl(ac) \longrightarrow FeCl_2(ac) + H_2(g)$

b. $Al(OH)_3(s) + H_3PO_4(ac) \longrightarrow AlPO_4(s) + H_2O(l)$

c. $\underset{\text{butano}}{C_4H_{10}(g)} + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} CO_2(g) + H_2O(g)$

RESULTADO

a. No necesitamos considerar la regla 1 porque ya tenemos las fórmulas. Sigamos con la regla 2. El compuesto con la mayor cantidad de átomos, además del hidrógeno es el $FeCl_2$ y el elemento con el que vamos a comenzar es el Cl, que cuenta con 2 átomos en $FeCl_2$. Para balancear los átomos de Cl, hay que colocar un número 2 antes del HCl y escribir 2 HCl. La *fórmula de HCl no cambia al balancear los átomos de Cl.* La ecuación ahora aparece como:

$$Fe(s) + 2\,HCl(ac) \longrightarrow FeCl_2(ac) + H_2(g) \qquad \text{(balanceada)}$$

No se aplica la regla 3 debido a que no hay iones poliatómicos presentes. Para la regla número 4, los átomos de H se encuentran balanceados y no hay átomos de O. Siguiendo la regla 5, todos los coeficientes son enteros y se encuentran en la proporción más pequeña posible. Cotejando cada uno de los átomos como lo indica la regla 6, la ecuación final balanceada es:

$$\overset{\checkmark}{Fe}(s) + 2\,\overset{\checkmark\checkmark}{H}\overset{\checkmark\checkmark}{Cl}(ac) \longrightarrow \overset{\checkmark\checkmark}{Fe}\overset{\checkmark\checkmark}{Cl_2}(ac) + \overset{\checkmark}{H_2}(g) \qquad \text{(balanceada)} \qquad \textit{Respuesta}$$

b. No necesitamos considerar la regla 1 porque ya tenemos las fórmulas. De acuerdo con la regla 2, el elemento inicial es el aluminio puesto que por lo general no debemos comenzar con un ion poliatómico, hidrógeno ni oxígeno. Los átomos de aluminio ya están balanceados, de manera que seguimos con el ion poliatómico fosfato (regla 3). Este ion también está balanceado. Para balancear los átomos de hidrógeno (regla 4), hay 6 átomos de H a la izquierda, de manera que coloque un 3 delante del H_2O para obtener 6 átomos en el lado derecho de la ecuación. Mediante esta acción, los átomos de oxígeno también están balanceados.

$$Al(OH)_3(s) + H_3PO_4(ac) \longrightarrow AlPO_4(s) + 3\,H_2O(l) \qquad \text{(balanceada)}$$

Los coeficientes son números enteros en la proporción más pequeña posible (regla 5). Marque cada átomo de acuerdo con la regla 6 para obtener la ecuación final balanceada.

$$\overset{\checkmark}{Al}(\overset{\checkmark\checkmark}{OH})_3(s) + \overset{\checkmark}{H_3}\overset{\checkmark}{PO}_4(ac) \longrightarrow \overset{\checkmark}{Al}\overset{\checkmark}{PO}_4(s) + 3\,\overset{\checkmark}{H_2}\overset{\checkmark}{O}(l) \qquad \text{(balanceada)} \qquad \textit{Respuesta}$$

c. No necesitamos considerar la regla 1 porque ya tenemos las fórmulas. Sigamos con la regla número 2. El compuesto con la mayor cantidad de átomos es C_4H_{10}, y el elemento con el que iniciaremos es el C puesto que hay 4 átomos de C en C_4H_{10} (los átomos de H los vamos a balancear al llegar a la regla 4). Para baleancear los átomos de C se coloca el número 4 antes de CO_2 y escribimos 4 CO_2.

$$\underset{\text{butano}}{C_4H_{10}(g)} + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 4\,CO_2(g) + H_2O(g) \qquad \text{(sin balancear)}$$

No se aplica la regla 3 porque no hay iones poliatómicos. De manera que, debemos considerar la regla 4 y baleancear los átomos de H colocando un 5 antes de H_2O para obtener 5 H_2O:

$$C_4H_{10}(g) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 4\,CO_2(g) + 5\,H_2O(g) \qquad \text{(sin balancear)}$$

Clave del estudio: *No cambie la fórmula del HCl.* La siguiente ecuación está ***equivocada:***

$$Fe(s) + H_2Cl_2(ac) \longrightarrow FeCl_2(ac) + H_2(g)$$

Coloque un 2 *antes* de HCl como se muestra en la ecuación balanceada a la izquierda.

El resultado es un total de 13 átomos de O en los productos (8 átomos de O en 4 CO_2 y 5 átomos de O en 5 H_2O), y por tanto, debemos utilizar una fracción $\frac{13}{2}$ o 6 $\frac{1}{2}$ frente a O_2 para obtener 13 átomos de O en los reactivos. Ahora la ecuación aparece como:

$$C_4H_{10}(g) + \tfrac{13}{2}\,O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 4\,CO_2(g) + 5\,H_2O(g)$$

De acuerdo con la regla 5, vamos a hacer que los coeficientes sean números enteros, multiplicando *todos los* coeficientes por $2(\frac{13}{2} \times 2 = 13)$ y observe que los coeficientes están en la proporción más pequeña posible. Cada átomo se marca siguiendo la regla 6. La ecuación final balanceada es:

$$2\,C_4H_{10}(g) + 13\,O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 8\,CO_2(g) + 10\,H_2O(g) \quad \text{(balanceada)} \qquad \textit{Respuesta}$$

Clave del estudio: El cotejo de cada uno de los átomos ofrece una doble verificación para asegurarse de que multiplicó *cada* coeficiente por 2.

Las ecuaciones con palabras son otro tipo de ecuaciones químicas sin los coeficientes. Una *ecuación con palabras* expresa la ecuación química con palabras que van en lugar de los símbolos y las fórmulas. Para escribir y balancear las ecuaciones químicas a partir de ecuaciones con palabras, sólo necesitamos aplicar las reglas que están en la sección 9.3, poniendo énfasis especial en la regla 1. Debemos escribir las fórmulas correctas de los elementos o compuestos con base en sus nombres. Aquí vamos a aplicar la nomenclatura que aprendió en el capítulo 7.

EJEMPLO 9.2

Cambie las siguientes ecuaciones con palabras a ecuaciones químicas y balanceadas por inspección:

a. El nitrato de potasio sólido se calienta para obtener nitrito de potasio sólido y gas oxígeno.
b. Cuando se vierte una disolución de ácido clorhídrico sobre piedra caliza (carbonato de calcio), se produce gas dióxido de carbono y cloruro de calcio en disolución.

RESULTADO

a. De acuerdo con la regla 1, primero escribimos la ecuación.

$$KNO_3(s) \xrightarrow{\Delta} KNO_2(s) + O_2(g) \qquad \text{(sin balancear)}$$

Antes de seguir leyendo, intente balancear esta ecuación.

Los coeficientes son $2 \rightarrow 2 + 1$. ¿Obtuvo la respuesta? Ahora, veamos cómo llegamos a esta disolución. Debido a que los átomos de K y N están presentes sólo con 1 átomo cada uno, el siguiente que contiene más de un átomo es el O; por tanto, siguiendo con la regla 2, los átomos de O se convierten en nuestro punto de partida. Al colocar $^1/_2$ antes de O_2, obtenemos 3 átomos de O en el lado derecho de la ecuación (2 en KNO_2 y 1 en $^1/_2$ de O_2). Estos átomos de O en el lado derecho de la ecuación se encuentran balanceados con los 3 átomos de O que están en el lado izquierdo de la ecuación en KNO_3.

$$KNO_3(s) \xrightarrow{\Delta} KNO_2(s) + \tfrac{1}{2}\,O_2(g)$$

Debido a que el ion poliatómico NO_3^- no aparece en el lado derecho de la ecuación, no se aplica la regla 3. Los átomos de oxígeno ya están balanceados (regla 4), pero los coeficientes no son números enteros (regla 5). Por tanto, multiplicaremos todos los coeficientes por 2 para tener números enteros. Los átomos se cotejan según la regla 6, dando la siguiente ecuación balanceada:

$$2\,KNO_3(s) \xrightarrow{\Delta} 2\,KNO_2(s) + O_2(g) \quad \text{(balanceada)} \qquad \textit{Respuesta}$$

b. De acuerdo con la regla 1, primero escribimos la ecuación:

$$HCl(ac) + CaCO_3(s) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(l) + CaCl_2(ac) \qquad \text{(sin balancear)}$$

FIGURA 9.2
La piedra caliza o mármol (carbonato de calcio) reacciona con el ácido clorhídrico diluido para producir burbujas de gas dióxido de carbono (CO_2).

El punto de partida para balancear la ecuación es el $CaCl_2$, porque tiene 2 átomos de Cl (regla 2). Para balancear los átomos de Cl se coloca un 2 antes de HCl. Enseguida, se verifica cada uno de los elementos en la ecuación para asegurarse de que están balanceados (reglas 3, 4 y 5). Al marcar cada átomo (regla 6) se obtiene la siguiente ecuación balanceada (véase la figura 9.2).

$$\overset{\checkmark\checkmark}{2\,HCl}(ac) + \overset{\checkmark\,\checkmark\,\checkmark}{CaCO_3}(s) \longrightarrow \overset{\checkmark\checkmark}{CO_2}(g) + \overset{\checkmark\,\checkmark}{H_2O}(l) + \overset{\checkmark\,\checkmark}{CaCl_2}(ac) \quad \text{(balanceada)} \quad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 9.3

El octano (C_8H_{18}) es un componente de la gasolina, la combustión incompleta de la gasolina en los automóviles (véase la figura 9.3) produce monóxido de carbono. El monóxido de carbono es dañino para animales y seres humanos. La hemoglobina de las células rojas de la sangre tiene mayor afinidad con el monóxido de carbono que con el oxígeno. De esta manera, la hemoglobina se ve "obstruida" por el monóxido de carbono y no es capaz de transportar el oxígeno. Por tanto, el monóxido de carbono "despoja" a los tejidos del oxígeno necesario para su supervivencia. Escriba la ecuación con palabras y la ecuación química de la combustión del octano líquido con una cantidad limitada de oxígeno gaseoso para producir monóxido de carbono gaseoso y vapor de agua, y después balancee la ecuación por inspección.

Tú y la Química

RESULTADO De acuerdo con la regla 1, primero escribimos la ecuación:

$$O_2(g) + C_8H_{18}(l) \longrightarrow CO(g) + H_2O(g) \quad \text{(sin balancear)}$$

El balance de los átomos de carbono (regla 2) se realiza colocando un 8 antes de CO, para dar 8 CO. No se aplica la regla 3 porque no hay iones poliatómicos. Luego se balancean los átomos de H (regla 4) colocando un 9 antes de H_2O. Este paso requiere 17 átomos de O en el lado de los reactivos (8 átomos de O en 8 CO y 9 átomos de O en 9 H_2O). Para obtener los átomos de O necesarios, se coloca $\frac{17}{2}$, o bien, $8\frac{1}{2}$ antes deO_2 en el lado izquierdo de la ecuación. Así, resulta la siguiente ecuación:

$$\tfrac{17}{2}\,O_2(g) + C_8H_{18}(l) \longrightarrow 8\,CO(g) + 9\,H_2O(g)$$

FIGURA 9.3
Los autos antiguos (anteriores a 1975) queman la gasolina con menos eficiencia y producen una gran parte del monóxido de carbono (CO) y óxidos de nitrógeno (NO y NO_2), contaminantes del aire.

Los coeficientes no son números enteros (regla 5); por tanto, debemos multiplicar *todos* los coeficientes por 2. Se coteja cada átomo (regla 6) y se obtiene la siguiente ecuación balanceada:

$$17\ \overset{\checkmark}{O_2}(g) + 2\ \overset{\checkmark\ \checkmark}{C_8H_{18}}(l) \longrightarrow 16\ \overset{\checkmark\checkmark}{CO}(g) + 18\ \overset{\checkmark\ \checkmark}{H_2O}(g) \quad \text{(balanceada)} \quad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 9.1

Balancee cada una de las siguientes ecuaciones químicas por inspección:

a. $I_2O_7(s) + H_2O(l) \longrightarrow HIO_4(ac)$ $\quad (1 + 1 \rightarrow 2)$

b. $Ca_3(PO_4)_2(s) + H_3PO_4(ac) \longrightarrow Ca(H_2PO_4)_2(ac)$ $\quad (1 + 4 \rightarrow 3)$

Ejercicio de estudio 9.2

Cambie las siguientes ecuaciones con palabras por ecuaciones químicas y balancéelas por inspección:

a. plata + sulfuro de hidrógeno gaseoso → sulfuro de plata + gas hidrógeno

$$[2\ Ag + H_2S(g) \rightarrow Ag_2S + H_2(g)]$$

Ésta es la ecuación que explica la pérdida de lustre de los utensilios de plata, es decir, cuando la plata se vuelve negra por exposición al aire. El aire contiene pequeñas cantidades de sulfuros como contaminantes.

b. dicromato de sodio + cloruro de amonio →

óxido de cromo(III) + cloruro de sodio + gas nitrógeno + agua

$$[Na_2Cr_2O_7(ac) + 2\ NH_4Cl(ac) \rightarrow Cr_2O_3 + 2\ NaCl(ac) + N_2(g) + 4\ H_2O(ac)]$$

Resuelva los problemas del 4 al 7.

Método algebraico

Reglas

1. Asignar letras a cada especie (elemento o compuesto) presente en la reacción.
2. Plantear tantas ecuaciones como número de elementos químicos estén presentes en la ecuación química.
3. Asignar un valor arbitrario a cada literal asignada y sustituir en las ecuaciones planteadas en el número 2

EJEMPLO 9.4

Regla 1

$$\underset{a}{TiCl_4} + \underset{b}{NH_3} + \underset{c}{H_2O} \longrightarrow \underset{d}{Ti(OH)_4} + \underset{e}{NH_4Cl}$$

Regla 2

Ti $\quad a = d$ ....(1)

Cl $\quad 4a = e$ ....(2)

N $\quad b = e$ ....(3)

H $\quad 3b + 2c = 4d + 4e$ ....(4)

O $\quad c = 4d$ ....(5)

Regla 3

Si $a = 1$ implica que $d = 1$ por lo tanto $e = 4$

Si $b = e$ por lo tanto $b = 4$

Si $c = 4d$ implica que $c = 4$

Sustituyendo los valores obtenidos para cada especie, la ecuación balanceada queda:

$$TiCl_4 + 4NH_3 + 4H_2O \longrightarrow Ti(OH)_4 + 4NH_4Cl$$

EJEMPLO 9.5

Regla 1

$$\underset{a}{As_2S_3} + \underset{b}{H_2O_2} + \underset{c}{NH_3} \longrightarrow \underset{d}{(NH_4)_3AsO_4} + \underset{e}{H_2SO_4} + \underset{f}{H_2O}$$

Regla 2

As $2a = d$ ....(1)

S $3a = e$ ....(2)

H $2b + 3c = 12d + 2e + 2f$ .....(3)

O $2b = 4d + 4e + f$ ....(4)

N $c = 3d$ ....(5)

Regla 3

Si $a = 1$ implica que: $d = 2$, $e = 3$ y $c = 6$

Obtenemos el valor de f, igualando la ecuación (3) con la (4)

$$12\,d + 2\,e + 2\,f - 3c = 4d + 4e + f$$

agrupando en un solo miembro:

$$8d - 2e - 3c + f = 0$$

$$8(2) - 2(3) - 3(6) = -f$$

$$16 - 6 - 18 = -f$$

$$f = 8$$

Obtenemos el valor de b

$$2b = 4d + 4e + f$$

$$2b = 4(2) + 4(3) + 8$$

$$2b = 8 + 12 + 8$$

$$b = 14$$

Sustituimos los valores encontrados para nuestra ecuación:

$$As_2S_3 + 14\,H_2O_2 + 6\,NH_3 \longrightarrow 2\,(NH_4)_3AsO_4 + 3\,H_2SO_4 + 8\,H_2O$$

Ejercicio de estudio 9.3
Balancea las siguientes ecuaciones por el método algebraico:

$$As_2O_3 + HNO_3 + H_2O \quad H_3AsO_4 + NO_2$$

$$KI + K_2Cr_2O_7 \quad K_2CrO_4 + Cr_2O_3 + I_2$$

9.5 Los cinco tipos sencillos de reacciones químicas

Aunque con los ejemplos anteriores ha adquirido usted alguna práctica en el balanceo de ecuaciones, falta en ellos un factor importante que está presente en la química de la vida real: los químicos primero deben predecir cómo reaccionarán dos o más sustancias entre sí. Posteriormente, veremos, en este texto (capítulo 16), las reacciones de oxidación-reducción que son más complejas y que requieren métodos de balanceo especiales. Por ahora, sólo manejaremos cinco tipos sencillos de reacciones.

1. Reacciones de combinación.
2. Reacciones de descomposición.
3. Reacciones de sustitución sencilla.
4. Reacciones de doble sustitución.
5. Reacciones de neutralización, un tipo de reacciones de doble sustitución.

Clave del estudio: Al conocer los cinco tipos generales de reacciones químicas le será más fácil aprender muchas reacciones que aparecerán en este texto.

9.6 Reacciones de combinación

En términos químicos, una **reacción de combinación** (también conocida como *reacción de síntesis*) ocurre cuando dos o más sustancias (elementos o compuestos) reaccionan para producir una sustancia (siempre un compuesto). Esta reacción se muestra con una ecuación general:

$$A + Z \longrightarrow AZ$$

en donde A y Z son elementos o compuestos y AZ es un compuesto.

Reacción de combinación Tipo de reacción química en el que dos o más sustancias (elementos o compuestos) reaccionan para producir una sustancia (siempre un compuesto).

Entre los diferentes tipos de reacciones de combinación se encuentran los siguientes:

1. metal + oxígeno $\xrightarrow{\Delta}$ óxido metálico
   $2\,Mg(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2\,MgO(s)$
2. no metal + oxígeno $\xrightarrow{\Delta}$ óxido no metálico
   $C(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} CO_2(g)$
   (oxígeno en exceso)
3. metal + no metal $\longrightarrow$ sal (MX, fórmula general; véase la sección 7.6)
   $2\,Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2\,NaCl(s)$

   Esta reacción se muestra en la figura 9.4.
4. agua + óxido metálico $\longrightarrow$ base (MOH, fórmula general; véase la sección 7.6)
   $H_2O(l) + MgO(s) \longrightarrow Mg(OH)_2(s)$

Reacción de combustión Tipo de reacción de combinación en la que el oxígeno reacciona con una sustancia; también se le llama combustión.

Óxido básico Óxido metálico que reacciona con agua en una reacción de combinación para formar una base.

Óxidos ácidos (anhídridos) Óxido no metálico que reacciona con agua en una reacción de combinación para formar un ácido.

Resuelva el problema 8.

5. agua + óxido no metálico ⟶ oxiácido (HX o HXO, fórmula general; véase la sección 7.6)

$$H_2O(l) + SO_3(s) \longrightarrow H_2SO_4(l)$$

Ésta es la reacción de la preparación industrial de ácido sulfúrico que se utiliza en las baterías de los automóviles.

A las reacciones en las que interviene el gas oxígeno, como las del caso 1 y 2, también se les llama **reacciones de combustión**, porque la combustión es la reacción entre el oxígeno y otras sustancias. Los óxidos metálicos que reaccionan con el agua para formar una base se llaman **óxidos básicos**. Los óxidos no metálicos que reaccionan con agua para formar un ácido se llaman **óxidos ácidos** o **anhídridos**.

En las *reacciones de combinación* sólo se le pedirá balancear las ecuaciones y clasificar el tipo de reacción, no predecir los productos de la reacción.

Ejercicio de estudio 9.4

Balancee las siguientes ecuaciones de reacción de combinación:

a. $Ga_2O_3(s) + H_2O(l) \longrightarrow Ga(OH)_3(s)$ (1 + 3 → 2)

b. $P_4O_{10}(s) + H_2O(l) \longrightarrow H_3PO_4(ac)$ (1 + 6 → 4)

9.7 Reacciones de descomposición

Reacción de descomposición Tipo de reacción química en el que una sustancia (siempre un compuesto) se descompone para formar dos o más sustancias (elementos o compuestos).

En las **reacciones de descomposición**, una sustancia sufre una transformación para formar dos o más sustancias. La sustancia que se rompe siempre es un compuesto y los productos pueden ser elementos o compuestos. Muchas veces se necesita calor para realizar este proceso. Con una ecuación general se puede representar esta reacción:

$$AZ \longrightarrow A + Z$$

donde A y Z son elementos o compuestos. No siempre es fácil predecir los productos de una reacción de descomposición, por tanto, en las *reacciones de descomposición* sólo se le

FIGURA 9.4
Reacción de combinación. El sodio y el cloro reaccionan con violencia para formar el cloruro de sodio.

Tú y la Química

pedirá balancear la ecuación y clasificar el tipo de reacción, no predecir los productos de la reacción. Diversos compuestos se descomponen por calentamiento, y es frecuente que las reacciones sean únicas para este compuesto. A continuación se muestran algunos ejemplos de las dos clases generales de reacciones de descomposición:

1. Carbonatos metálicos y carbonatos ácidos (bicarbonatos) se descomponen para producir dióxido de carbono gaseoso.

$$2\ NaHCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$$

Esta reacción describe el funcionamiento del polvo para hornear (bicarbonato de sodio o carbonato ácido de sodio $NaHCO_3$). Al calentarlo en el horno produce un gas dióxido de carbono (CO_2), el cual se expande con el calentamiento y hace que el pastel "suba". El polvo de hornear también se usa para apagar el fuego (véase la figura 7.6) porque con el calentamiento desprende dióxido de carbono y agua. El dióxido de carbono ayuda a apagar el fuego sofocando las llamas y eliminando el oxígeno del aire.

Cuando se calienta la piedra caliza (carbonato de calcio, $CaCO_3$), uno de los productos es el dióxido de carbono.

$$CaCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} CaO(s) + CO_2(g)$$

La producción de dióxido de carbono se prueba introduciendo una astilla de madera encendida en el tubo de ensayo. La astilla encendida se apaga porque el dióxido de carbono no favorece la combustión.

2. Algunos compuestos se descomponen para producir oxígeno gaseoso.

$$2\ HgO(s) \xrightarrow{\Delta} 2\ Hg(l) + O_2(g)$$

El óxido de mercurio(II), de color rojo, cuando se calienta forma gotitas de mercurio en la orilla del tubo de ensayo y libera oxígeno, el cual favorece la combustión. La producción de oxígeno se puede probar introduciendo en el tubo de ensayo una astilla de madera encendida. La astilla se incendia y se quema (véase la figura 9.5).

$$2\ KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} 2KCl(s) + 3\ O_2(s)$$

Éste es el método de laboratorio para la preparación de oxígeno.

Ejercicio de estudio 9.5

Balancee las siguientes ecuaciones de reacción de descomposición:

a. $KHCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} K_2CO_3(s) + H_2O(g) + CO_2(g)$

b. $CaSO_4 \cdot 2\ H_2O(s) \xrightarrow{\Delta} CaSO_4(s) + H_2O(l)$ $\quad (2 \rightarrow 1 + 1 + 1)$

El agua en el $CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$ forma parte del sólido.
El calentamiento suave libera el agua. $\quad (1 \rightarrow 1 + 2)$

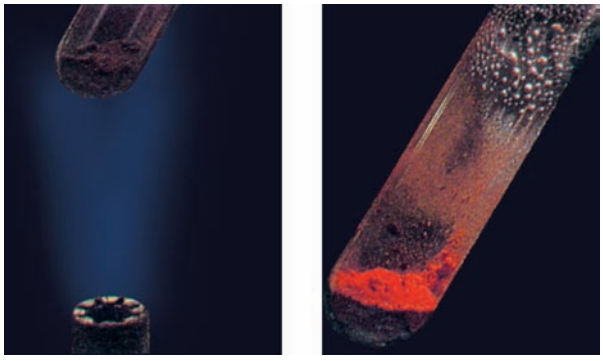


FIGURA 9.5
Reacción de descomposición. Al calentar óxido de mercurio(II) (sólido de color anaranjado muy tóxico) se produce mercurio (gotas de color plateado) y gas oxígeno.

Resuelva el problema 9.

Clave del estudio: Este tipo de reacciones es semejante a un hombre "cambiando de pareja" en un baile. El primer hombre *reemplaza* al hombre de la pareja de la misma manera que un metal *reemplaza* a un ion metálico de una sal.

Reacción de sustitución sencilla Tipo de reacción química en el que reaccionan un elemento y un compuesto, y el elemento sustituye a otro elemento del compuesto.

Serie electromotriz (o de actividad) Acomodo de los metales en orden de reactividad descendente; de esta manera, cada elemento de la serie será capaz de desplazar de una sal o un ácido a cualquier otro que lo siga.

9.8 Reacciones de sustitución sencilla. La serie electromotriz o de actividad

En las **reacciones de sustitución sencilla**, un elemento reacciona reemplazando a otro en un compuesto. Las reacciones de sustitución sencilla también se llaman *reacciones de reemplazo, de sustitución o de desplazamiento*. En este texto se describirán dos tipos generales de reacciones de sustitución sencilla:

1. Un metal (A) sustituye a un ion metálico en su sal o ácido. B puede ser un ion metálico o un ion hidrógeno.

$$A + BZ \longrightarrow AZ + B$$

2. Un no metal (X) sustituye a un ion no metálico en su sal o ácido. B puede ser un ion metálico o un ion hidrógeno.

$$X + BZ \longrightarrow BX + Z$$

En el primer caso, la sustitución depende de uno de los dos metales que intervienen en la reacción, A y B. Es posible acomodar los metales en un orden que se llama **serie electromotriz o de actividad**, la cual se muestra en la figura 9.6a y en la última página de este libro. Cada elemento de la serie desplazará a cualquier otro, que lo siga, de su sal o ácido. Por ejemplo, el zinc desplazará a los iones de cobre(II) de una sal de cobre(II) como puede ser el sulfato de cobre(II), $CuSO_4$.

Aunque el hidrógeno no es un metal, está incluido en esta serie:

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Cd, Ni, Sn, Pb, (H), Cu, Hg, Ag, Au

En términos generales, todos los metales anteriores al hidrógeno desplazarán a los iones hidrógeno que formen parte de un ácido. Los metales más reactivos (Li, K, Ba, Ca y Na) sustituyen a *un* hidrógeno del agua para formar el hidróxido metálico y gas hidrógeno.

Usted deberá ser capaz de *completar* y *balancear* las ecuaciones de reacción de sustitución sencilla utilizando esta serie y de clasificar el tipo de reacción.

En el segundo tipo de reacción de sustitución sencilla, cuando un no metal desplaza a otro no metal de su sal o ácido, la reacción depende de los dos metales involucrados, X y Z. Existe una serie semejante a la serie electromotriz o de actividad para los no metales halógenos **—F_2, Cl_2, Br_2** y **I_2—** como se muestra en la figura 9.6b. El bromo desplaza a los iones yoduro de una sal yoduro en disolución acuosa, el cloro desplazará al ion bromuro o al ion yoduro y el flúor desplazará a cualquiera de los tres iones halógenos. Esta serie sigue la disminución en las propiedades no metálicas en la familia de los halógenos de acuerdo con la tabla periódica (véase la sección 5.3, número 4).

A continuación veremos algunos ejemplos de reacciones de sustitución sencilla.

(a)	(b)
Li	F_2
K	Cl_2
Ba	Br_2
Ca	I_2
Na	
Mg	
Al	
Zn	
Fe	
Cd	
Ni	
Sn	
Pb	
(H)	
Cu	
Hg	
Ag	
Au	

FIGURA 9.6
Serie electromotriz (o de actividad). (a) Serie de actividad de los metales. (b) Serie de actividad de los halógenos.

Clave del estudio: La serie electromotriz es como "la ley del más fuerte". El elemento que ocupe el lugar superior en la serie será más fuerte y ganará.

EJEMPLO 9.6

Complete y balancee la ecuación de la reacción entre zinc metálico y sulfato de cobre(II) acuoso (véase la figura 9.7).

RESULTADO Escriba las fórmulas de los reactivos (véase el capítulo 7). El zinc está más arriba que el cobre en la serie electromotriz o de actividad, de manera que el zinc desplaza a los iones cobre(II) de su sal. De acuerdo con la regla 1, complete y escriba la ecuación.

$$Zn(s) + CuSO_4(ac) \longrightarrow ZnSO_4(ac) + Cu(s) \qquad \textit{Respuesta}$$

La ecuación queda balanceada cuando se escribe.

EJEMPLO 9.7

Escriba y balancee la ecuación de la reacción entre magnesio metálico y ácido clorhídrico acuoso.

RESULTADO Escriba las fórmulas de los reactivos (véase el capítulo 7). El magnesio está más arriba que el hidrógeno en la serie electromotriz o de actividad y, por tanto, el magnesio desplaza al hidrógeno en un ácido. De acuerdo con la regla 1, la ecuación se escribe como sigue:

$$Mg(s) + HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2(s) \qquad \text{(sin balancear)}$$

Podemos escribir la fórmula del cloruro de magnesio puesto que sabemos las cargas iónicas del magnesio (2+) y del cloro (1−). El hidrógeno se escribe como un gas diatómico

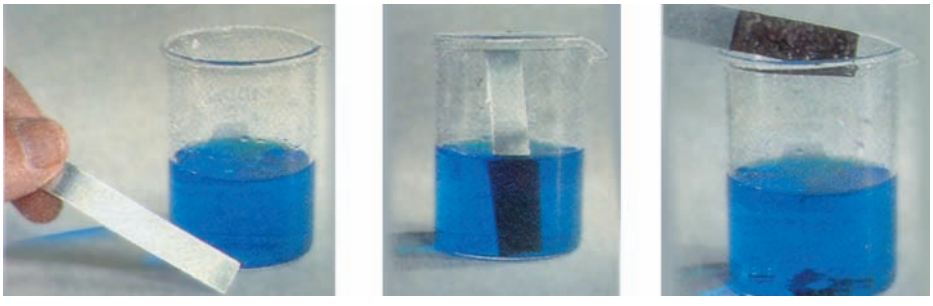


FIGURA 9.7
Reacción de sustitución sencilla. Cuando se introduce una tira limpia de zinc en una disolución acuosa de sulfato de cobre(II), se deposita cobre en la varilla de zinc.

(véase la sección 6.4). El balance de la ecuación de acuerdo con las normas produce la ecuación final balanceada:

$$Mg(s) + 2\ HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g) \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 9.8 Complete y balancee la ecuación de la reacción entre el cloro gaseoso y bromuro de sodio acuoso (véase la figura 9.8).

RESULTADO El cloro está más arriba que el bromo en la serie de los halógenos, de manera que el cloro desplaza al bromuro de su sal. De acuerdo con la regla 1, complete y escriba la ecuación:

$$Cl_2(g) + NaBr(ac) \longrightarrow NaCl(ac) + Br_2(ac) \qquad \text{(sin balancear)}$$

Podemos escribir la fórmula del cloruro de sodio puesto que conocemos las cargas iónicas del sodio (1+) y del cloruro (1−). El cloro y el bromo son diatómicos. Al balancear la ecuación de acuerdo con las reglas se obtiene la ecuación final balanceada:

$$Cl_2(g) + 2\ NaBr(ac) \longrightarrow 2\ NaCl(ac) + Br_2(ac) \qquad \textit{Respuesta}$$

Éste es uno de los procesos para la preparación industrial del bromo.

EJEMPLO 9.9 Complete y balancee la ecuación de la reacción entre el metal potasio sólido y agua.

RESULTADO Escriba las fórmulas de los reactivos (véase el capítulo 7). El potasio se encuentra más arriba que el hidrógeno en la serie electromotriz o de actividad y puede sustituir a *un* átomo de hidrógeno del agua para formar el hidróxido metálico y gas

FIGURA 9.8
Preparación de bromo mediante una reacción de sustitución sencilla $Cl_2(g) + NaB(ac) \longrightarrow Br_2(ac) + 2\ NaCl(ac)$. Al mezclar dos soluciones acuosas de cloro y de bromuro de sodio se obtiene el color café rojizo del bromo en el agua.

hidrógeno. Al escribir el agua como H−OH, se facilita la comprensión de la ecuación de sustitución de *un* átomo de hidrógeno del agua por el potasio.

$$K(s) + H—OH(l) \longrightarrow KOH(ac) + H_2(g)$$

Podemos escribir la fórmula del hidróxido de potasio si conocemos las cargas iónicas del potasio (1+) y del hidróxido (1−). El hidrógeno es un gas *diatómico.* Al balancear la ecuación de acuerdo con las reglas se obtiene la ecuación final balanceada.

$$2\ K(s) + 2\ H—OH(l) \longrightarrow 2\ KOH(ac) + H_2(g) \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 9.6

Utilice la serie electromotriz (o de actividad) y la tabla periódica para predecir los productos y balancear las siguientes ecuaciones de reacción de sustitución sencilla.

a. $Al(s) + SnCl_2(ac) \longrightarrow$

$[2\ Al(s) + 3\ SnCl_2(ac) \longrightarrow 2\ AlCl_3(ac) + 3\ Sn(s)]$

b. $Ba(s) + H_2O(l) \longrightarrow$

(*Sugerencia:* Escriba el agua como H—OH.)

$[Ba(s) + 2\ HOH(l) \longrightarrow Ba(OH)_2(ac) + H_2(g)]$

Resuelva el problema 10.

9.9 Reacciones de doble sustitución. Reglas para la solubilidad de sustancias inorgánicas en agua

En las **reacciones de doble sustitución** participan *dos* compuestos en la reacción, el ion positivo (catión) de un compuesto *se intercambia* con el ion positivo (catión) del otro compuesto. En otras palabras, los dos iones positivos intercambian iones negativos (aniones) o compañeros. Las reacciones de doble sustitución también se llaman de *metátesis* (que significa "un cambio en el estado, en la sustancia o en la forma") o reacción de *doble descomposición.* Esta reacción se representa con la ecuación general:

Reacción de doble sustitución Tipo de reacción química en la que reaccionan dos compuestos y el catión de uno de ellos intercambia su lugar con el catión del otro compuesto.

$$AX + BZ \longrightarrow AZ + BX$$

En las reacciones de doble sustitución hay cuatro partículas separadas —A, X, B y Z— mientras que en las reacciones de sustitución sencilla sólo hay tres, A, B y Z. En las reacciones de doble sustitución las partículas son iones, mientras que en las de sustitución sencilla A *no* es un ion, sino un metal o no metal libre. Las reacciones de sustitución sencilla dependen de la serie electromotriz o de actividad, lo que no sucede con las reacciones de doble sustitución.

Las reacciones de doble sustitución por lo general se llevarán a cabo si se cumple una de las tres condiciones siguientes:

1. Si se forma un producto insoluble o ligeramente soluble (precipitado).
2. Si se obtienen como productos especies débilmente ionizadas. La especie más común de este tipo es el agua.
3. Si como producto se forma un gas.

Clave del estudio: Una reacción de doble sustitución es semejante a dos parejas en un baile *intercambiando* pareja.

Precipitado Sólido que aparece en disolución durante el curso de una reacción química.

FIGURA 9.9
Reacción de doble sustitución. Formación de precipitado de cromato de plata (rojo oscuro) a partir de disoluciones de nitrato de plata y cromato de sodio.

El tipo más común de reacción de doble sustitución pertenece a la primera de las tres clases. Durante la reacción se produce un **precipitado**, un sólido que aparece en disolución, debido a que uno de los productos es insoluble (o ligeramente soluble) en agua (véase la figura 9.9 y la imagen al inicio de este capítulo). Para indicar la formación de este precipitado en una ecuación se incluye una (*s*) junto al compuesto, como en AgCl(*s*). Para reconocer que se formará un precipitado, usted debe ser capaz de interpretar y utilizar las reglas que se mencionan a continuación y en la portada posterior de este texto.

Reglas para la solubilidad de las sustancias inorgánicas en agua

1. Casi todos los *nitratos* (NO_3^-) y *acetatos* ($C_2H_3O_2^-$) son *solubles.*
2. Todos los *cloruros* (Cl^-) son *solubles,* excepto el AgCl, el Hg_2Cl_2 y el $PbCl_2$. (El $PbCl_2$ es soluble en agua caliente).
3. Todos los *sulfatos* (SO_4^{2-}) son *solubles*, excepto el $BaSO_4$, $SrSO_4$ y $PbSO_4$. (El $CaSO_4$ y el Ag_2SO_4 son ligeramente solubles).
4. La mayor parte de las sales de *metales alcalinos* (grupo IA (1), Li, Na, K, etc.) y las sales de *amonio* (NH_4^+) son *solubles.*
5. Todos los *ácidos* comunes son solubles.
6. Todos los *óxidos* (O^{2-}) e *hidróxidos* (OH^-) son *solubles*, excepto los de metales alcalinos y de ciertos metales alcalinotérreos (grupo IIA (2), Ca, Sr, Ba, Ra). [El $Ca(OH)_2$ es moderadamente soluble].
7. Todos los *sulfuros* (S^{2-}) son *insolubles,* excepto los de metales alcalinos, de metales alcalinotérreos y el sulfuro de amonio.
8. Todos los *fosfatos* (PO_4^{3-}) y *carbonatos* (CO_3^{2-}) son *insolubles,* excepto los de metales alcalinos y las sales de amonio.

Tú y la Química

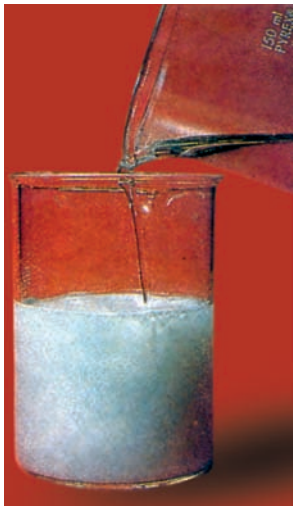


FIGURA 9.10
Reacción de doble sustitución. Formación de cloruro de plata precipitado a partir de disoluciones de nitrato de plata y ácido clorhídrico. (Cortesía del Dr. E. R. Degginger).

Estas reglas le serán muy útiles cuando escriba ecuaciones de doble sustitución. También ayudan a comprender cómo actúan algunos compuestos químicos que se utilizan en la vida diaria. Por ejemplo, el vinagre (alrededor de 5% de ácido acético) se utiliza con frecuencia para eliminar en el vidrio las manchas que deja el agua, debido a la presencia de sales de calcio, de magnesio y de hierro en el agua dura. Se usa vinagre porque el ácido acético que contiene reacciona con ciertas sales de calcio, de magnesio y de fierro para formar una nueva sal, un acetato que, al ser soluble en agua de la llave, puede ser eliminado fácilmente por ésta.

Veamos las siguientes reacciones de doble sustitución:

✔ Una sal y un ácido forman un precipitado:

$$AgNO_3(ac) + HCl(ac) \longrightarrow HNO_3(ac) + AgCl(s)$$

El cloruro de plata es insoluble en agua (regla 2). La figura 9.10 ilustra esta reacción.

✔ Una sal y una base reaccionan para formar una nueva sal y una nueva base, una de las cuales es insoluble y precipita.

$$Ni(NO_3)_2(ac) + 2\ NaOH(ac) \longrightarrow Ni(OH)_2(s) + 2\ NaNO_3(ac)$$

El hidróxido de níquel(II) es insoluble en agua (regla 6), y el nitrato de sodio es soluble (reglas 1 y 4).

✔ Dos sales reaccionan para formar dos nuevas sales, una es soluble y la otra es un precipitado.

$$2\ NaCl(ac) + Pb(NO_3)_2(ac) \xrightarrow{\text{frío}} PbCl_2(s) + 2\ NaNO_3(ac)$$

El cloruro de plomo(II) es insoluble en agua fría (regla 2) y el nitrato de sodio es soluble (reglas 1 y 4).

✔ Un carbonato metálico o carbonato ácido (bicarbonato) y un ácido reaccionan para formar una sal, agua y dióxido de carbono gaseoso.

$$CaCO_3(s) + 2\ HCl(ac) \longrightarrow CaCl_2(ac) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

$$CaCO_3(s) + 2\ NaHSO_4(ac) \longrightarrow CaSO_4(ac) + Na_2SO_4(ac) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

Dos moles de iones hidrógeno (H^+) reaccionan con el anión carbonato (CO_3^{2-}) para formar ácido carbónico, H_2O_3. El ácido carbónico es inestable y se descompone para formar agua y dióxido de carbono (CO_2).

La primera reacción de la última categoría describe la acción antiácido, las tabletas que contienen carbonato de calcio. El carbonato de calcio neutraliza algo del ácido (HC1) que está en el estómago. El carbonato de calcio también es el sólido que se forma en los inodoros. La mayor parte de los limpiadores de inodoros contienen sulfato ácido de sodio ($NaHSO_4$), que disuelve al carbonato de calcio, como se muestra en la segunda reacción.

La insolubilidad del carbonato de calcio es la responsable de formaciones naturales importantes (véase la figura 9.11), así como de los depósitos en los inodoros. La piedra caliza se forma por la precipitación de carbonato de calcio de los depósitos de agua. Los arrecifes de coral se forman en gran parte por el carbonato de calcio que deposita el coral a medida que crece. Las estalactitas y estalagmitas en las cavernas se forman por el carbonato de calcio precipitado que resulta de la evaporación en los manantiales que contienen carbonato de calcio. El carbonato de calcio también precipita en lagos que contienen iones carbonato. Las estructuras que se forman, llamadas toba, son raras y poco vistas.

Usted deberá ser capaz de completar y balancear las ecuaciones de reacción de doble sustitución utilizando las reglas para solubilidad y la tabla periódica para clasificar este tipo de reacción. Veamos los siguientes ejemplos.

EJEMPLO 9.10 Complete y balancee la ecuación de la reacción entre nitrato de bario y sulfato de potasio en la disolución acuosa. [Indique cualquier precipitado con una (*s*) y cualquier gas con una (*g*)].

RESULTADO Escriba la fórmula de los reactivos (véase el capítulo 7). Complete la ecuación y revise si en los productos hay formación de agua, gas o algún compuesto insoluble.

$$Ba(NO_3)_2(ac) + K_2SO_4(ac) \longrightarrow BaSO_4(s) + KNO_3(ac) \qquad \text{(sin balancear)}$$

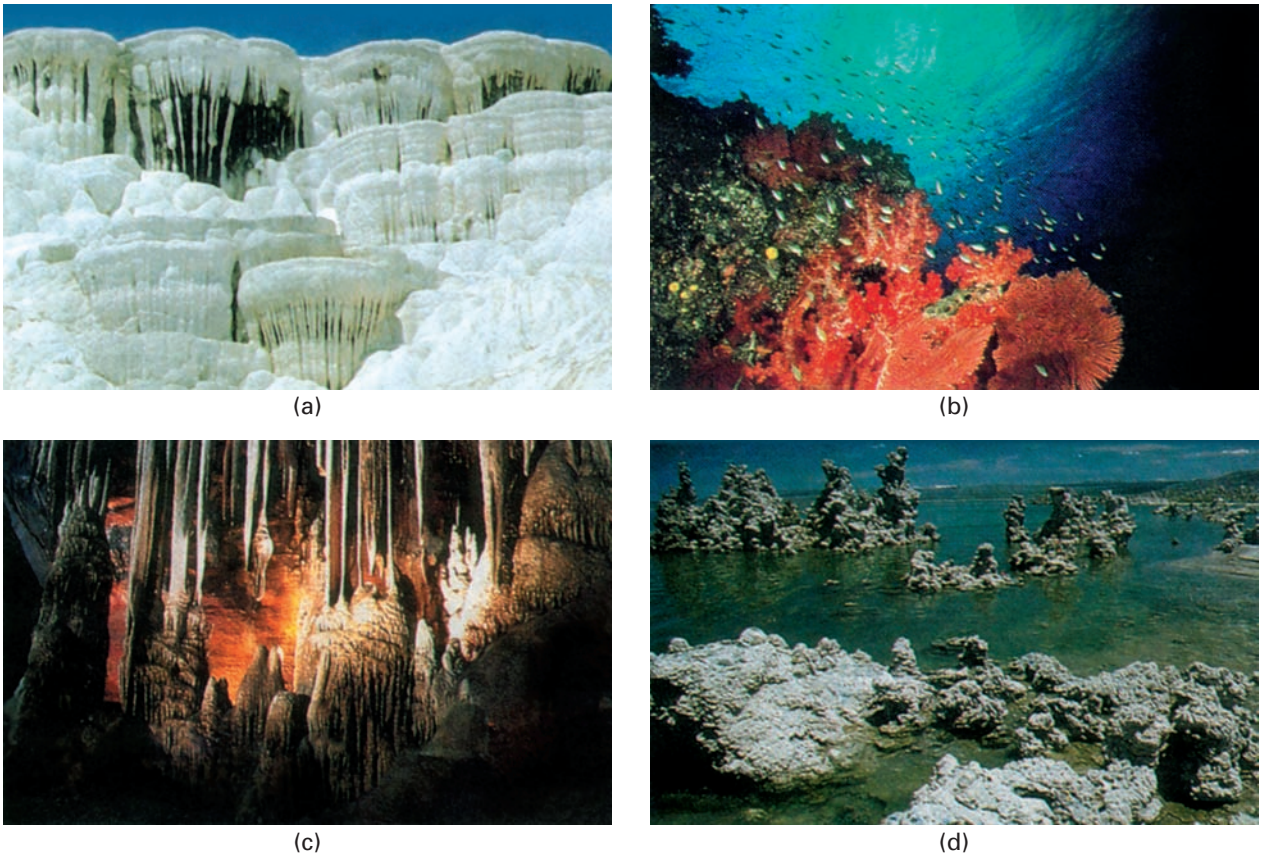


FIGURA 9.11
Estructuras naturales formadas con carbonato de calcio. (a) La piedra caliza es una estructura geológica común e importante. (b) Los arrecifes de coral se forman a medida que crece el coral y ofrecen un hábitat marino importante. (c) Las estalactitas (parte superior) y las estalagmitas (parte inferior) ofrecen un espectáculo único en las cavernas. (d) Toba calcárea, como las de Mono Lake, California, sólo crecen bajo el agua donde los manantiales que contienen iones de calcio ingresan a un lago. Las estructuras se observan sólo cuando descienden los niveles del lago.

El sulfato de bario ($BaSO_4$) es insoluble en agua (regla 3), por tanto, estamos en presencia de una reacción de doble sustitución. El otro producto, nitrato de potasio, es soluble (reglas 1 y 4). La ecuación balanceada es como sigue:

$$Ba(NO_3)_2(ac) + K_2SO_4(ac) \longrightarrow BaSO_4(s) + 2\ KNO_3(ac) \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 9.11 Complete y balancee la ecuación de la reacción entre ácido nítrico y carbonato ácido de sodio en disolución acuosa. [Indique cualquier precipitado con una (*s*) y cualquier gas con una (*g*)].

RESULTADO Escriba la fórmula de los reactivos (véase el capítulo 7). Complete la ecuación y revise si en los productos hay formación de agua, gas o un compuesto insoluble.

$$HNO_3(ac) + NaHCO_3(ac) \longrightarrow H_2O(l) + CO_2(g) + NaNO_3(ac) \qquad \text{(sin balancear)}$$

El ácido carbónico (H_2CO_3) se forma a partir de un ion hidrógeno (H^+) y el ion carbonato ácido (HCO_3^-), por tanto, como productos se forman agua y dióxido de carbono gaseoso. El otro producto, nitrato de sodio, es soluble (reglas 1 y 4). La ecuación balanceada es

$$HNO_3(ac) + NaHCO_3(ac) \longrightarrow H_2O(l) + CO_2(g) + NaNO_3(ac) \quad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 9.7

Utilice las reglas para la solubilidad de las sustancias inorgánicas en agua y la tabla periódica para predecir los productos de las siguientes ecuaciones de reacción de doble sustitución y balancéelas. [Indique cualquier precipitado con una (*s*) y cualquier gas con una (*g*)].

a. $CdSO_4(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow$

$$[CdSO_4(ac) + 2\ NaOH(ac) \longrightarrow Cd(OH)_2(s) + Na_2SO_4(ac)]$$

b. $KCl(ac) + AgNO_3(ac) \longrightarrow$

$$[KCl(ac) + AgNO_3(ac) \longrightarrow AgCl(s) + KNO_3(ac)]$$

Tú y la Química

Resuelva el problema 11.

9.10 Reacciones de neutralización

Una **reaccion de neutralización** es aquella en la cual reacciona un ácido o un óxido ácido con una base o un óxido básico. En la mayor parte de estas relaciones, uno de los productos es el agua. En esta formación también se libera calor.

Reacción de neutralización Tipo de reacción química en la que se produce agua y en la que reaccionan:

–un ácido con una base
–un óxido ácido con una base
–un óxido básico con un ácido

Una ecuación general representa esta reacción:

$$HX + MOH \longrightarrow MX + HOH$$

en donde HX es un ácido y MOH es una base.

Como puede observar, las reacciones de neutralización sólo son un tipo especial de reacción de doble sustitución. Hay cuatro tipos generales de reacciones de neutralización.

1. ácido + base → sal + agua

$$HCl(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow NaCl(ac) + H_2O(l)$$

$$H_2SO_4(ac) + Ba(OH)_2(ac) \longrightarrow BaSO_4(s) + 2\ H_2O(l)$$

2. óxido metálico (óxido básico) + ácido → sal + agua

$$ZnO(s) + 2\ HCl(ac) \longrightarrow ZnCl_2(ac) + H_2O(l)$$

$$CaO(s) + 2\ HNO_3(ac) \longrightarrow Ca(NO_3)_2(ac) + H_2O(l)$$

3. óxido no metálico (óxido ácido) + base → sal + agua

$$CO_2(g) + 2\ LiOH(ac) \longrightarrow Li_2CO_3(ac) + H_2O(l)$$

$$SO_2(g) + 2\ NaOH(ac) \longrightarrow Na_2SO_3(ac) + H_2O(l)$$

Clave del estudio: En la ecuación 3 puede observar lo siguiente: el CO_2 forma el ion CO_3^{2-}, el SO_2 forma el ion SO_3^{2-}, y el SO_3 forma el ion SO_4^{2-}. El número de oxidación del no metal en el óxido no metálico es igual al número de oxidación del ion. Por ejemplo, el C es 4+ en CO_2 y 4+ en CO_3^{2-} (véase la sección 6.3 para calcular los números de oxidación). El S es 4+ en SO_2 y SO_3^{2-}, y 6+ en SO_3 y SO_4^{2-}.

Los filtros de la cápsula espacial *Apolo*, que contienen hidróxido de litio, se utilizaron para absorber el dióxido de carbono en la atmósfera de la cabina de acuerdo con la primera ecuación.

Usted debe ser capaz de *completar* y *balancear* las ecuaciones de las reacciones de neutralización utilizando las reglas para la solubilidad y la tabla periódica, y de clasificar este tipo de reacción.

Veamos los siguientes ejemplos.

EJEMPLO 9.12 Complete y balancee la ecuación de la reacción entre hidróxido de estroncio y ácido sulfúrico en disolución acuosa. [Indique cualquier precipitado con una (*s*) y cualquier gas con una (*g*)].

RESULTADO Escriba las fórmulas de los reactivos (véase el capítulo 7). Complete la ecuación y revise en los productos la formación de agua, gas o algún compuesto insoluble.

$$Sr(OH)_2(ac) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow SrSO_4(s) + H_2O(l) \qquad \text{(sin balancear)}$$

El sulfato de estroncio ($SrSO_4$) es insoluble en agua (regla 3), y se formó agua de manera que se llevó a cabo una reacción de neutralización. La ecuación balanceada es:

$$Sr(OH)_2(ac) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow SrSO_4(s) + 2\ H_2O(l) \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 9.13 Complete y balancee la ecuación de la reacción entre óxido de cobre(II) sólido y ácido clorhídrico acuoso. [Indique cualquier precipitado con una (*s*) y cualquier gas con una (*g*).]

RESULTADO Escriba la fórmula de los reactivos (véase el capítulo 7). Complete la ecuación y busque en los productos la formación de agua, gas o algún compuesto insoluble.

$$CuO(s) + HCl(ac) \longrightarrow CuCl_2(ac) + H_2O(l) \qquad \text{(sin balancear)}$$

El cloruro de cobre(II) ($CuCl_2$) es soluble en agua (regla 2). Se formó agua en la reacción, de manera que se llevó a cabo una reacción de neutralización. La ecuación balanceada es:

$$CuO(s) + 2\ HCl(ac) \longrightarrow CuCl_2(ac) + H_2O(l) \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 9.8

Utilice las regla de solubilidad de sustancias inorgánicas en agua y la tabla periódica para predecir los productos en las siguientes ecuaciones de reacción de neutralización y balancéelas. [Iindique cualquier precipitado con una (*s*) y cualquier gas con una (*g*)].

a. $Ba(OH)_2(ac) + H_3PO_4(ac) \longrightarrow$

$$[3Ba(OH)_2(ac) + 2\ H_3PO_4(ac) \longrightarrow Ba_3(PO_4)_2(s) + 6\ H_2O(l)] \qquad \textit{Respuesta}$$

Resuelva el problema 12.

b. $CaO(s) + CO_2(g) \longrightarrow$ $\qquad [CaO(s) + CO_2(g) \longrightarrow CaCO_3(s)]$ $\qquad$ *Respuesta*

La tabla 9.2 resume las ecuaciones generales de los cinco tipos de reacciones químicas descritas en este capítulo.

Ejercicio de estudio 9.9

Balancee las siguientes ecuaciones y clasifíquelas como: (i) reacción de combinación, (ii) reacción de descomposición, (iii) reacción de sustitución sencilla, (iv) reacción de doble sustitución, o (v) reacción de neutralización.

a. $N_2O_3(g) + H_2O(l) \longrightarrow HNO_2(ac)$

$(1 + 1 \longrightarrow 2)$, combinación

b. $HgO(s) + HCl(ac) \longrightarrow HgCl_2(ac) + H_2O(l)$

$(1 + 2 \longrightarrow 1 + 1)$, neutralización

Resuelva los problemas del 13 al 17.

LA QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA

Contaminantes de la atmósfera

El artículo del capítulo 2 describió varios de los gases que existen en trazas en la atmósfera, en la que se incluye el dióxido de carbono (CO_2), el dióxido de azufre (SO_2), el monóxido de dinitrógeno (N_2O), el monóxido de nitrógeno (NO), el dióxido de nitrógeno (NO_2), el metano (CH_4) y el clorofluorocarbono (CFC). Debido a las actividades humanas, cada día se liberan a la atmósfera grandes cantidades de estos gases. En el artículo anterior analizamos los serios problemas que surgen con la formación de los mismos. Sin embargo, primero debemos considerar los orígenes de estas trazas de gases. Sólo entonces sabremos cuáles son los pasos necesarios para reducir la cantidad que se libera.

Dióxido de carbono (CO_2): Las plantas verdes convierten el dióxido de carbono en azúcar mediante la fotosíntesis y regeneran algo de este dióxido de carbono para vivir y crecer, en un proceso que se llama *respiración*. Estos procesos son una parte fundamental de la vida en la Tierra, como se muestra en la figura. Los animales herbívoros se alimentan de las plantas y a su vez los animales carnívoros se alimentan de los herbívoros. La muerte de estos organismos vivos regresa entonces a la atmósfera algo del carbono como dióxido de carbono. Parte de la materia muerta también se convierte en carbón, petróleo, gas natural o rocas. Los seres humanos liberan dióxido de carbono a la atmósfera mediante la combustión de grandes cantidades de combustibles como petróleo, gas, carbón y madera. Por ejemplo:

Carbón: $C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$

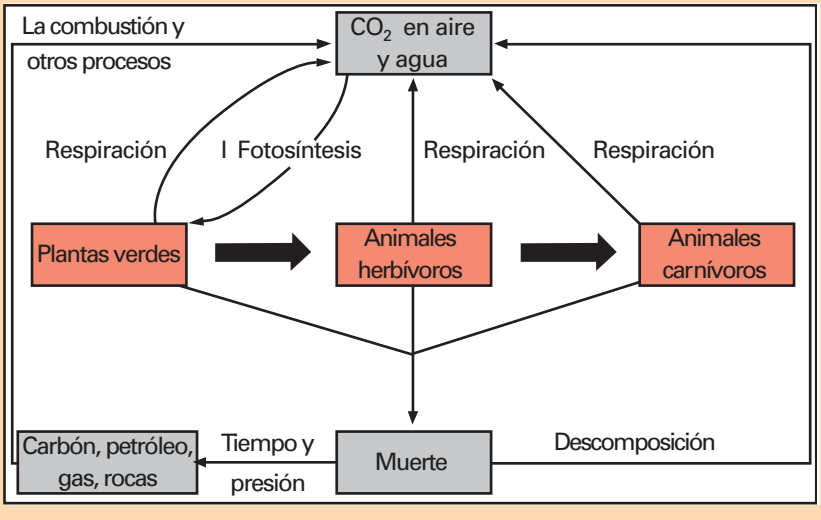
Gasolina (C_8H_{18}):

$$2\ C_8H_{18}(l) + 25\ O_2(g) \longrightarrow 16\ CO_2(g) + 18\ H_2O(g)$$

En estos procesos también se genera monóxido de carbono (CO).

Dióxido de azufre (SO_2): Existen pocas fuentes naturales de dióxido de azufre (los volcanes, los manantiales de aguas termales), pero la mayor parte del dióxido de azufre de la atmósfera se origina en la combustión de carbón, petróleo o gas natural que contiene cantidades importantes de azufre. La combustión de los combustibles convierte en óxido de azufre todo el azufre que puede estar presente como elemento (como se muestra a continuación), el sulfuro de hidrógeno (H_2S) u otros compuestos que contienen azufre.

El dióxido de azufre adicional se genera durante la obtención de metales a partir de minerales de sulfuro (véase El elemento MERCURIO: El sombrerero loco, capítulo 12).



Monóxido de dinitrógeno (N_2O): Este contaminante se genera principalmente por la combustión de los bosques, el rastrojo y las selvas en Sudámerica. Con frecuencia la tierra en el trópico se limpia simplemente quemándolo todo. Esta combustión contribuye a la liberación de dióxido de carbono y monóxido de dinitrógeno a la atmósfera.

Monóxido de nitrógeno (NO) y *dióxido de nitrógeno* (NO_2): Esta mezcla de óxidos de nitrógeno que suele indicarse como NO_x, es un componente importante de los gases de emisión de los automóviles. Cuando se utiliza aire como fuente de oxígeno en los motores de gasolina, se hace reaccionar nitrógeno (N_2) y oxígeno (O_2) a medida que pasan a través de las cámaras caloríficas de los motores para producir una mezcla de monóxido de nitrógeno y dióxido de nitrógeno.

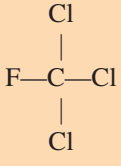
$$N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ NO(g)$$

$$2\ NO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ NO_2(g)$$

Metano (CH_4): La mayor parte del metano se genera en los depósitos de basura, las turbinas y en los intestinos de vacas, personas y otros animales. El incremento de la población de la Tierra genera más basura y requiere más alimento (ganado) y la cantidad de metano en la atmósfera varía: en 1978, casi una de 660,000 moléculas de gas en la atmósfera era de metano. En 1990, casi una de cada 590,000 moléculas de gas en el aire era metano.

El automóvil es una de las fuentes más importantes de la contaminación atmosférica.

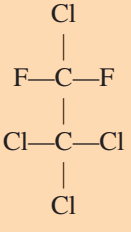
Clorofluorocarbonos (CFC): Estos materiales se introducen en el ambiente sólo por las actividades de los humanos. Los clorofluorocarbonos son sustancias químicas que contienen carbono, flúor, cloro y en ocasiones bromo e hidrógeno. Se utilizan como refrigerantes y retardantes del fuego, como disolventes en la industria electrónica y para introducir aislantes de espumas en áticos y muros. Algunos de los clorofluorocarbonos más importantes incluyen los siguientes:



CFC-11
(para soplar espumas)

CFC-12
(refrigerante)

Halon 1301
(retardante de fuego)



CFC-113
(disolvente)

TABLA 9.2 **Resumen de los cinco tipos de reacciones químicas sencillas**

Reacción de combinación	$A + Z \longrightarrow AZ$
Reacción de descomposición	$AZ \longrightarrow A + Z$
Reacción de sustitución sencilla	$A + BZ \longrightarrow AZ + B$
	$X + BZ \longrightarrow BX + Z$
Reacción de doble sustitución	$AX + BZ \longrightarrow AZ + BX$
Reacción de neutralización[a]	$HX + MOH \longrightarrow MX + HOH$

[a] HX es un ácido y MOH es una base. Aun el óxido ácido (óxido no metálico) puede sustituir al ácido y un óxido básico (óxido metálico) pueden sustituir a la base en una reacción de neutralización. Un óxido no metálico + un óxido metálico forman una sal, pero no forman agua.

Resumen

Una *ecuación química* es una forma abreviada de expresar un cambio químico (reacción) con símbolos y fórmulas. El balanceo de las ecuaciones químicas se realiza debido a la ley de la conservación de la masa. Es un requisito de esta ley que la cantidad de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación (secciones 9.1 y 9.2).

Las reglas sencillas para escribir y balancear ecuaciones químicas (sección 9.3) requiere del conocimiento de los nombres, fórmulas y cargas de los cationes (tabla 6.1), aniones (tabla 6.2), y de los iones poliatómicos (tabla 6.4). Estas normas nos permiten balancear diferentes ecuaciones químicas (sección 9.4).

Los cinco tipos básicos de reacciones químicas sencillas son reacciones de descomposición, reacciones de combinación, reacciones de sustitución sencilla, reacciones de doble sustitución y reacciones de neutralización (sección 9.5).

En una reacción de combinación (síntesis), reaccionan dos o más sustancias (elementos o compuestos) para producir una sustancia (un compuesto). Algunas reacciones de combinación, que incluyen el gas oxígeno, se llaman reacciones de combustión (sección 9.6).

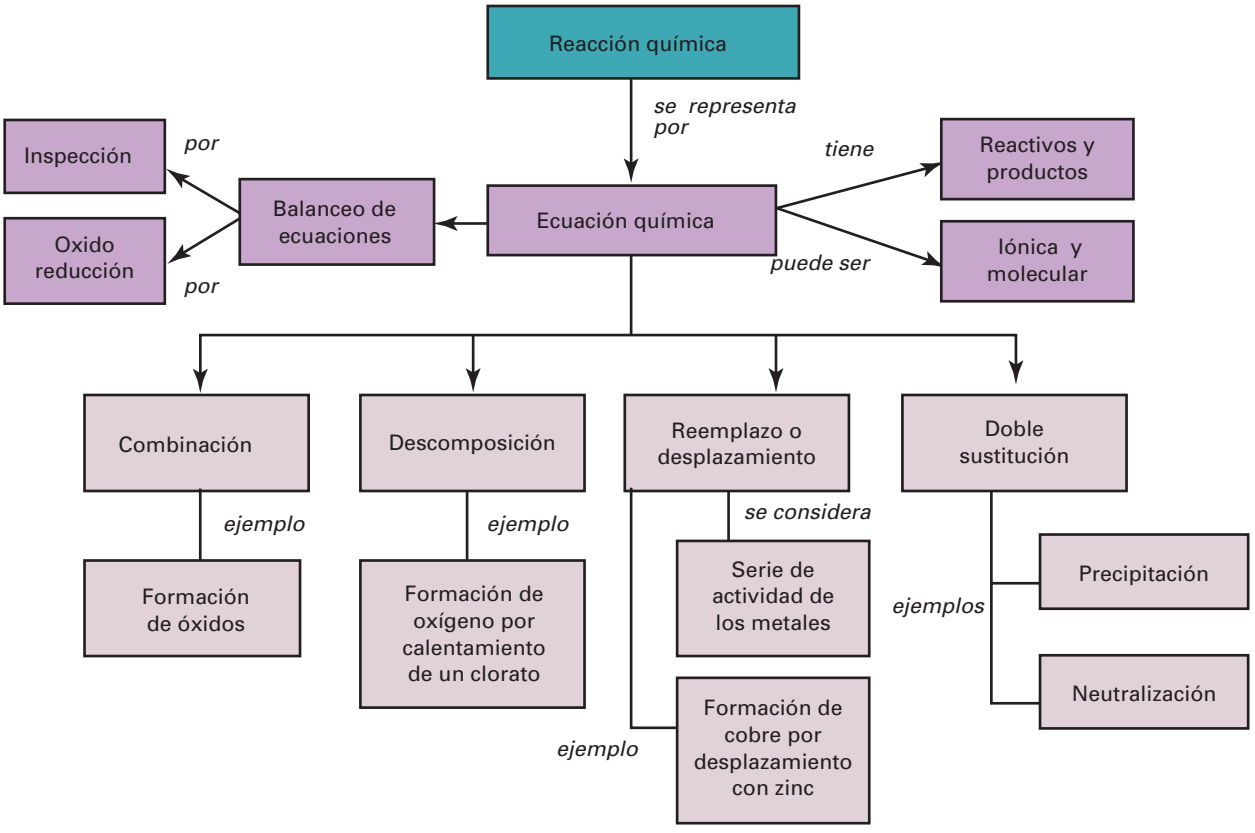
En una reacción de descomposición, una sustancia (compuesto) sufre una reacción para formar dos o más sustancias (elementos o compuestos). Para este proceso se requiere energía (sección 9.7).

En una reacción de sustitución sencilla, un elemento y un compuesto reaccionan, y el elemento sustituye a otro elemento del compuesto. Por lo regular, estas reacciones se llevan a cabo (1) cuando un metal reemplaza a un ion metal en su sal o a un ion hidrógeno en un ácido, o (2) cuando un no metal reemplaza a un no metal en su sal o ácido. Para predecir estas reacciones es útil conocer la serie electromotriz (o de actividad) o la serie de los halógenos (sección 9.8).

En una reacción de doble sustitución, dos compuestos intercambian iones positivos. Por lo regular, estas reacciones se llevan a cabo: (1) cuando se forma un precipitado, (2) cuando se producen especies débilmente ionizadas como productos, o (3) cuando como producto se forma un gas. Las reglas para la solubilidad de sustancias inorgánicas en agua pueden ser útiles para predecir estas reacciones (sección 9.9).

En una reacción de neutralización, reacciona un ácido o un óxido ácido con una base u óxido básico, para producir una sal, agua y se libera energía en forma de calor (sección 9.10).

Diagrama temático



Ejercicios

1. Defina o explique los siguientes términos (el número entre paréntesis se refiere a la sección del texto donde se menciona el término):

a. reacción química (9.1)
b. ecuación química (9.1)
c. reactivos (9.2)
d. productos (9.2)
e. catalizador (9.2)
f. reacción de combinación (9.6)
g. reacción de combustión (9.6)
h. óxido básico (9.6)
i. óxido ácido (anhídrido) (9.6)
j. reacción de descomposición (9.7)
k. reacción de sustitución sencilla (9.8)
l. serie electromotriz (o de actividad) (9.8)
m. reacción de doble sustitución (9.9)
n. precipitado (9.9)
o. reacción de neutralización (9.10)

2. Explique el significado de los siguientes símbolos o términos en las ecuaciones químicas:

a. $\longrightarrow$
b. $\rightleftharpoons$
c. $=$
d. ✓
e. (*g*)
f. (*l*)
g. (*s*)
h. (*ac*)

3. Diga cuál es la diferencia entre:

a. productos y reactivos **b.** $\xrightarrow{\Delta}$ y $\xrightarrow{MnO_2}$

Problemas

Balanceo de ecuaciones (véanse las secciones 9.1, 9.2, 9.3 y 9.4)

4. Balancee cada una de las siguientes ecuaciones por inspección:

a. $BaCl_2(ac) + (NH_4)_2CO_3(ac) \longrightarrow BaCO_3(s) + NH_4Cl(ac)$

b. $KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} KCl(s) + O_2(g)$

c. $Al(OH)_3(s) + NaOH(ac) \longrightarrow NaAlO_2(ac) + H_2O(l)$

d. $Fe(OH)_3(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow Fe(SO_4)_3(ac) + H_2O(l)$

e. $Na(s) + H_2O(l) \longrightarrow NaOH(ac) + H_2(g)$

f. $Mg(s) + N_2(g) \xrightarrow{\Delta} Mg_3N_2(s)$

g. $Mg(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} MgO(s)$

h. $AgNO_3(ac) + CuCl_2(ac) \longrightarrow AgCl(s) + Cu(NO_3)_2(ac)$

i. $C_2H_6O(l) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} CO_2(g) + H_2O(l)$

j. $FeCl_2(ac) + Na_3PO_4(ac) \longrightarrow Fe_3(PO_4)_2(s) + NaCl(ac)$

5. Balancee cada una de las siguientes ecuaciones por inspección:

a. $CaC_2(s) + H_2O(l) \longrightarrow C_2H_2(g) + Ca(OH)_2(ac)$

b. $MnO_2(s) + Al(s) \longrightarrow Al_2O_3(s) + Mn(s)$

c. $CaCO_3(s) + H_3PO_4(ac) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2(s) + CO_2(g) + H_2O(l)$

d. $Al(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow Al_2(SO_4)_3(s) + H_2(g)$

e. $P_4O_{10}(s) + H_2O(l) \longrightarrow H_3PO_4(ac)$

f. $C_3H_8(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$

g. $Na_2O(s) + P_4O_{10}(s) \longrightarrow Na_3PO_4(s)$

h. $PCl_5(s) + H_2O(l) \longrightarrow H_3PO_4(ac) + HCl(g)$

i. $Sb_2O_3(s) + NaOH(ac) \longrightarrow NaSbO_2(ac) + H_2O(l)$

j. $TiCl_4(l) + H_2O(l) \longrightarrow TiO_2(s) + HCl(g)$

6. Cambie las siguientes ecuaciones expresadas con palabras a ecuaciones químicas y balancéelas por inspección:

a. cloruro de sodio + nitrato de plomo(II) $\longrightarrow$ cloruro de plomo(II) + nitrato de sodio

b. óxido férrico + ácido clorhídrico $\longrightarrow$ cloruro férrico + agua

c. carbonato ácido de sodio + ácido fosfórico $\longrightarrow$ fosfato de sodio + dióxido de carbono + agua

d. mercurio + oxígeno $\longrightarrow$ óxido de mercurio(II)

e. yoduro de calcio + ácido sulfúrico $\longrightarrow$ yoduro de hidrógeno + sulfato de calcio

f. nitrato de bario + ácido sulfúrico ⟶ sulfato de bario + ácido nítrico

g. cianuro de magnesio + ácido clorhídrico ⟶
cianuro de hidrógeno + cloruro de magnesio

h. sulfuro de hierro(II) + ácido bromhídrico ⟶
bromuro de hierro(II) + sulfuro de hidrógeno

i. sulfito ácido de sodio + ácido sulfúrico ⟶
sulfato de sodio + dióxido de azufre + agua

j. sulfato de aluminio + hidróxido de sodio ⟶
hidróxido de aluminio + sulfato de sodio

7. Cambie las siguientes ecuaciones expresadas con palabras a ecuaciones químicas, complételas y balancéelas por inspección:

a. hierro + cloro ⟶ cloruro de hierro(III)

b. nitrato de potasio $\xrightarrow{\Delta}$ nitrito de potasio + oxígeno

c. bario + agua ⟶ hidróxido de bario + hidrógeno

d. hidróxido de sodio + ácido sulfúrico ⟶
sulfato ácido de sodio + agua

e. sulfuro de amonio + bromuro mercúrico ⟶
bromuro de amonio + sulfuro mercúrico

f. hidróxido de zinc + ácido sulfúrico ⟶ sulfato de zinc + agua

g. óxido de estaño(II) + ácido clorhídrico ⟶ cloruro de estaño + agua

h. sulfito de estroncio + ácido acético ⟶
acetato de estroncio + agua + dióxido de azufre

i. bromuro de hidrógeno + hidróxido de calcio ⟶
bromuro de calcio + agua

j. sulfuro de bismuto(III) + oxígeno ⟶
óxido de bismuto(III) + dióxido de azufre

Balanceo de las reacciones de combinación (sección 9.6)

8. Balacee las siguientes ecuaciones de reacciones de combinación:

a. $Al(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} Al_2O_3(s)$

b. $C(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} CO_2(g)$

c. $Si(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} SiO_2(s)$

d. $Mg(s) + S(s) \xrightarrow{\Delta} MgS(s)$

e. $Al(s) + N_2(g) \xrightarrow{\Delta} AlN(s)$

f. $Na_2O(s) + H_2O(l) \longrightarrow NaOH(ac)$

g. $Al_2O_3(s) + H_2O(l) \longrightarrow Al(OH)_3(s)$

h. $BaO(s) + SO_3(g) \longrightarrow BaSO_4(s)$

i. $CaO(s) + SO_3(g) \longrightarrow CaSO_4(s)$

j. $N_2O_5(g) + H_2O(l) \longrightarrow HNO_3(ac)$

Balanceo de reacciones de descomposición (sección 9.7)

9. Balancee las siguientes ecuaciones de reacciones de descomposición:

a. $NaNO_3(s) \xrightarrow{\Delta} NaNO_2(s) + O_2(g)$

b. $C_{12}H_{22}O_{11}(s)$ (sacarosa, azúcar) $\xrightarrow{\Delta} C(s) + H_2O(l)$

c. $Na_2CO_3 \cdot H_2O(s) \longrightarrow Na_2CO_3(s) + H_2O(l)$

En el compuesto $Na_2CO_3 \bullet H_2O$, el agua se mantiene como parte del sólido. El agua se libera con un ligero calentamiento.

d. $MgCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} MgO(s) + CO_2(g)$

e. $NaHCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(l)$

f. $KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} KCl(s) + O_2(g)$

g. $Ca(HCO_3)_2(s) \xrightarrow{\Delta} CaCO_3(s) + H_2O(l) + CO_2(g)$

h. $NaCl(l) \xrightarrow[\text{eléctrica directa}]{\text{corriente}} Na(l) + Cl_2(g)$

i. $CoSO_4 \cdot 7\ H_2O(s) \xrightarrow{\Delta} CoSO_4(s) + H_2O(l)$

El agua en $CoSO_4 \bullet 7\ H_2O$ se mantiene como parte del sólido. El agua se elimina con un ligero calentamiento

j. $Ba(HCO_3)_2(s) \xrightarrow{\Delta} BaCO_3(s) + H_2O(l) + CO_2(s)$

Complementación y balanceo de las ecuaciones químicas: reacciones de sustitución sencilla [sección 9.8, serie electromotriz (o de actividad) y la tabla periódica]

10. Utilice la serie electromotriz (o de actividad) o la serie de los halógenos y la tabla periódica para predecir los productos y balancear las siguientes ecuaciones en reacciones de sustitución sencilla.

a. $Al(s) + HCl(ac) \longrightarrow$

b. $Cd(s) + CuSO_4(ac) \longrightarrow$

c. $Al(s) + HC_2H_3O_2(ac) \longrightarrow$

d. $Cl_2(g) + CaI_2(ac) \longrightarrow$

e. $Al(s) + SnCl_2(ac) \longrightarrow$

f. $Cu(s) + FeCl_2(ac) \longrightarrow$

Sugerencia: ¿Se encuentra el Cu arriba del Fe en la serie de actividad?

g. $Pb(s) + HgBr_2(ac) \longrightarrow$

h. $Al(s) + HgBr_2(ac) \longrightarrow$

i. $Ba(s) + HCl(ac) \longrightarrow$

j. $Br_2(ac) + NaI(ac) \longrightarrow$

Complementación y balanceo de las reacciones de doble sustitución (sección 9.9, reglas para la solubilidad de las sustancias en agua y la tabla periódica)

11. Utilice las reglas para la solubilidad de las sustancias inorgánicas en agua y la tabla periódica para predecir los productos y balancear las reacciones de doble sustitución en las siguientes ecuaciones. [Indique cualquier precipitado con una (*s*) y cualquier gas con una (*g*)].

a. $AgNO_3(ac) + H_2S(g) \longrightarrow$

b. $FeCl_3(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow$

c. $Na_2CO_3(ac) + HC_2H_3O_2(ac) \longrightarrow$

d. $Pb(NO_3)_2(ac) + K_2CrO_4(ac) \longrightarrow$

e. $SnCl_2(ac) + H_2S(g) \longrightarrow$

f. $BaCl_2(ac) + (NH_4)_2CO_3(ac) \longrightarrow$

g. $FeCO_3(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow$

h. $Bi(NO_3)_3(ac) + H_2S(g) \longrightarrow$

i. $Pb(NO_3)_2(ac) + H_2S(g) \longrightarrow$

j. $Ba(NO_3)_2(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow$

Complementación y balanceo de las reacciones de neutralización (sección 9.10, reglas para la solubilidad de las sustancias inorgánicas en agua, y la tabla periódica)

12. Utilice las reglas para la solubilidad de las sustancias inorgánicas en agua y la tabla periódica para predecir los productos y balancear las reacciones de neutralización en las siguientes ecuaciones: [Indique cualquier precipitado con una (*s*) y cualquier gas con una (g)].

a. $Zn(OH)_2(s) + HNO_3(ac) \longrightarrow$

b. $Fe_2O_3(s) + H_3PO_4(ac) \longrightarrow$

c. $SO_3(g) + Fe(OH)_3(s) \longrightarrow$

d. $BaO(s) + HCl(ac) \longrightarrow$

e. $H_2SO_4(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow$

f. $Al(OH)_3(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow$

g. $CO_2(g) + NaOH(ac) \longrightarrow$

h. $Ca(OH)_2(s) + HC_2H_3O_2(ac) \longrightarrow$

i. $HNO_3(ac) + Sr(OH)_2(ac) \longrightarrow$

j. $SO_2(g) + NaOH(ac) \longrightarrow$

Identificación de los cinco tipos de reacciones sencillas (secciones 9.5 a 9.10)

13. Balancee las siguientes ecuaciones y clasifíquelas como: (i) reacción de combinación, (ii) reacción de descomposición, (iii) reacción de sustitución sencilla, (iv) reacción de doble sustitución o (v) reacción de neutralización.

a. $Ca(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} CaO(s)$

b. $HgO(s) \xrightarrow{\Delta} Hg(l) + O_2(g)$

c. $Cd(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow CdSO_4(ac) + H_2(g)$

d. $C(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} CO(g)$

e. $Pb(NO_3)_2(ac) + HCl(ac) \xrightarrow{\text{frío}} PbCl_2(s) + HNO_3(ac)$

f. $Zn(OH)_2(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow ZnSO_4(ac) + H_2O(l)$

g. $CdSO_4(ac) + KOH(ac) \longrightarrow Cd(OH)_2(s) + K_2SO_4(ac)$

h. $KNO_3(s) \xrightarrow{\Delta} KNO_2(s) + O_2(g)$

i. $BaO(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow BaSO_4(s) + H_2O(l)$

j. $Br_2(ac) + MgI_2(ac) \longrightarrow MgBr_2(ac) + I_2(ac)$

14. Balancee las siguientes ecuaciones y clasifíquelas como: (i) reacción de combinación, (ii) reacción de descomposición, (iii) reacción de sustitución sencilla, (iv) reacción de doble sustitución o (v) reacción de neutralización.

a. $Pb(s) + HCl(ac) \xrightarrow{\Delta} PbCl_2(ac) + H_2(g)$

b. $ZnCO_3(s) + H_3PO_4(ac) \longrightarrow Zn_3(PO_4)_2(s) + H_2O(l) + CO_2(g)$

c. $Fe(OH)_3(s) + H_3PO_4(ac) \longrightarrow FePO_4(s) + H_2O(l)$

d. $S(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} SO_3(g)$

e. $Bi(NO_3)_3(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow Bi(OH)_3(s) + NaNO_3(ac)$

f. $Na(s) + H_2O(l) \longrightarrow NaOH(ac) + H_2(g)$

g. $CO_2(g) + Ca(OH)_2(ac) \longrightarrow CaCO_3(s) + H_2O(l)$

h. $H_2O(l) \xrightarrow[\text{eléctrica directa}]{\text{corriente}} H_2(g) + O_2(g)$

i. $SrCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} SrO(s) + CO_2(g)$

j. $Al(s) + Cl_2(g) \longrightarrow AlCl_3(s)$

15. Balancee las siguientes ecuaciones y clasifíquelas como: (i) reacción de combinación, (ii) reacción de descomposición, (iii) reacción de sustitución sencilla, (iv) reacción de doble sustitución, o (v) reacción de neutralización.

a. $CdCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} CdO(s) + CO_2(g)$

b. $Na_2O(s) + HNO_2(ac) \longrightarrow NaNO_2(ac) + H_2O(l)$

c. $CaO(s) + H_2O(l) \longrightarrow Ca(OH)_2(ac)$

d. $Li_2O(s) + H_2O(l) \longrightarrow LiOH(ac)$

e. $Pb(C_2H_3O_2)_2(ac) + K_2SO_4(ac) \longrightarrow PbSO_4(s) + KC_2H_3O_2(ac)$

f. $C_6H_{12}O_6(s)$ (dextrosa) $\xrightarrow{\Delta} C(s) + H_2O(l)$

g. $SO_2(g) + KOH(ac) \longrightarrow K_2SO_3(ac) + H_2O(l)$

h. $MnSO_4(ac) + (NH_4)_2S(ac) \longrightarrow MnS(s) + (NH_4)_2SO_4(ac)$

i. $Ca(s) + H_2O(l) \longrightarrow Ca(OH)_2(ac) + H_2(g)$

j. $Zn(s) + HCl(ac) \longrightarrow ZnCl_2(ac) + H_2(g)$

16. Balancee las siguientes ecuaciones y clasifíquelas como: (i) reacción de combinación, (ii) reacción de descomposición, (iii) reacción de sustitución sencilla, (iv) reacción de doble sustitución, o (v) reacción de neutralizacion.

a. $CaCO_3(s) + HCl(ac) \longrightarrow CaCl_2(ac) + H_2O(l) + CO_2(g)$

b. $Al(OH)_3(s) + HCl(ac) \longrightarrow AlCl_3(ac) + H_2O(l)$

c. $Fe(s) + CuCl_2(ac) \longrightarrow FeCl_2(ac) + Cu(s)$

d. $KHCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} K_2CO_3(s) + H_2O(l) + CO_2(g)$

e. $Pb(NO_3)_2(ac) + H_2S(g) \longrightarrow PbS(s) + HNO_3(ac)$

f. $Cl_2(g) + KI(ac) \longrightarrow KCl(ac) + I_2(ac)$

g. $SO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_2SO_3(ac)$

h. $PbCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} PbO(s) + CO_2(g)$

i. $P_4O_{10}(s) + H_2O(l) \longrightarrow H_3PO_4(ac)$

j. $KOH(ac) + CO_2(g) \longrightarrow K_2CO_3(ac) + H_2O(l)$

17. Balancee las siguientes ecuaciones y clasifíquelas como: (i) reacción de combinación, (ii) reacción de descomposición, (iii) reacción de sustitución sencilla, (iv) reacción de doble sustitución, o (v) reacción de neutralización.

a. $MgO(s) + HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2O(l)$

b. $SO_3(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_2SO_4(ac)$

c. $BaCO_3(s) + HNO_3(ac) \longrightarrow Ba(NO_3)_2(ac) + H_2O(l) + CO_2(g)$

d. $Cl_2(g) + NaBr(ac) \longrightarrow NaCl(ac) + Br_2(ac)$

e. $H_2O_2(l) \xrightarrow{\Delta} H_2O(l) + O_2(g)$

f. $FeSO_4(ac) + (NH_4)_2S(ac) \longrightarrow FeS(s) + (NH_4)_2SO_4(ac)$

g. $Na(s) + O_2(g) \longrightarrow Na_2O(s)$

h. $Zn(s) + NiCl_2(ac) \longrightarrow ZnCl_2(ac) + Ni(s)$

i. $Pb(OH)_2(s) + HNO_3(ac) \longrightarrow Pb(NO_3)_2(ac) + H_2O(l)$

j. $NaClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} NaCl(s) + O_2(g)$

Problemas generales

18. (1) Complete y balancee las siguientes ecuaciones. Indique cualquier precipitado con una (*s*) y cualquier gas con una (*g*). (2) Clasifique las siguientes reacciones como: (i) de combinación, (ii) de descomposición, (iii) de sustitución sencilla, (iv) de doble sustitución, o (v) de neutralización.

a. $Cd(s) + HCl(ac) \longrightarrow$

b. $BaCl_2(ac) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow$

c. $CaCO_3(s) + HNO_3(ac) \longrightarrow$

d. $Cu(s) + MgCl_2(ac) \longrightarrow$

19. (1) Complete y balancee las siguientes ecuaciones. Indique cualquier precipitado con una (*s*) y cualquier gas con una (*g*). (2) Clasifique las siguientes reacciones como: (i) de combinación, (ii) de descomposición, (iii) de sustitución sencilla, (iv) de doble sustitución, o (v) de neutralización.

a. aluminio + cloruro de plomo(II) $\longrightarrow$

b. sulfuro de hierro(II) + ácido clorhídrico $\longrightarrow$

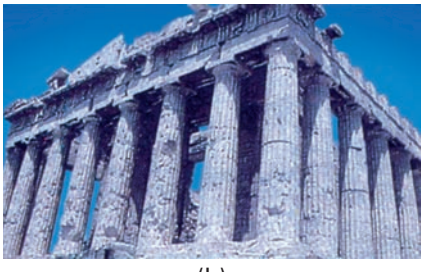
c. cloruro de bario + carbonato de sodio $\longrightarrow$

d. óxido de cadmio + ácido clorhídrico $\longrightarrow$

20. El Departamento de Agricultura de Estados Unidos está estudiando métodos para mantener fresca la carne durante más tiempo en los escaparates de los supermercados. Una de sus propuestas es tener dentro del empaque de la carne un paquete que contenga polvo. El polvo contiene ácido cítrico ($H_3C_6H_5O_7$) y bicarbonato de sodio. Cuando se forma humedad en el empaque, se produce dióxido de carbono que escapa a través de los poros del empaque; el dióxido de carbono controla la mayor parte de los microorganismos responsables de la descomposición de la carne y, por lo tanto, la mantiene fresca durante más tiempo. Complete y balancee la ecuación para la reacción que acabamos de describir.

21. La Acrópolis de Atenas, Grecia, se está deteriorando lentamente. Está hecha de mármol ($CaCO_3$), el cual reacciona poco a poco con el ácido *sulfúrico* que proviene del aire contaminado y forma una sal, que desaparece luego destruyendo este famoso lugar histórico. El ácido sulfúrico se forma a partir del contaminante del aire trióxido de azufre y del agua. Complete y balance las dos ecuaciones de las reacciones que acabamos de describir (figura 9.12a y b).

(a)



(b)

FIGURA 9.12
Deterioro de la Acrópolis y otros edificios. (a) Antes de la contaminación grave del aire. (b) Después de una contaminación del aire considerable.

22. En un reciente descarrilamiento de tren, uno de los vagones contenía tambores con 55 galones de tricloruro de fósforo. Algunos de estos tambores se rompieron y reaccionaron con el agua del suelo y la humedad del aire para formar un "gas blanco" denso que se podía observar en un área de 12 millas cuadradas. Complete y balancee la ecuación para la reacción descrita.

23. El diboruro de titanio (TiB_2) se desarrolló hace poco para recubrir materiales que deben resistir en un medio ambiente muy erosionante (desgastante). Es un recubrimiento extremadamente resistente. Se espera utilizarlo como recubrimiento en las válvulas de los reactores de licuefacción del carbón mineral. El diboruro de titanio se prepara dejando reaccionar tetracloruro de titanio, tricloruro de boro e hidrógeno a presión atmosférica, para obtener el diboruro y cloruro de hidrógeno. Escriba la ecuación balanceada de esta reacción.

24. Recientemente, en el centro de Denver, Colorado, se derramaron 200 mil galones de ácido nítrico de un carro tanque que estaba en el patio de ferrocarril. El derrame se

controló en unas cuantas horas esparciendo ceniza de sosa (carbonato de sodio) sobre el ácido nítrico derramado. Complete y balancee la ecuación que acabamos de describir.

25. Durante la refinación del magnesio, se produce un material de desperdicio que contiene 2% de nitruro de magnesio (Mg_3N_2). Este material reacciona con el agua de la atmósfera para producir gas amoniaco e hidróxido de magnesio. Complete y balancee la ecuación que acabamos de describir. Hace poco este desperdicio se utilizó como fertilizante. Se ha aplicado a los chícharos, las habichuelas y el maíz en Oregon, y al trigo de invierno, a la cebada y a la avena de Idaho, sin toxicidad y con un incremento en el rendimiento de las cosechas, de acuerdo con las gráficas de control.

26. La herrumbre (Fe_2O_3) se puede eliminar de las herramientas remojándolas en vinagre (ácido acético al 5%). Escriba la ecuación balanceada de esta reacción.

Cuestionario del capítulo 9

Puede utilizar la tabla periódica, la serie electromotriz (o de actividad) y las reglas para la solubilidad de las sustancias inorgánicas en agua.

1. Balancee las siguientes ecuaciones:

a. $Mg(s) + N_2(g) \xrightarrow{\Delta} Mg_3N_2(s)$

b. $C_2H_6(g) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} CO_2(g) + H_2O(g)$

2. Cambie la siguiente ecuación expresada con palabras a una ecuación química y balancéela por inspección.

sulfato de aluminio + hidróxido de sodio $\longrightarrow$ hidróxido de aluminio + sulfato de sodio

3. Clasifique cada una de las siguientes ecuaciones como: (i) reacción de combinación, (ii) reacción de descomposición, (iii) reacción de sustitución sencilla, (iv) reacción de doble sustitución, o (v) reacción de neutralización.

a. $2\ Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2\ NaCl(s)$

b. $Mg(s) + CuSO_4(ac) \longrightarrow MgSO_4(ac) + Cu(s)$

c. $2\ KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g)$

d. $Mn(NO_3)_2(ac) + Na_2S(ac) \longrightarrow MnS(s) + 2\ NaNO_3(ac)$

4. Complete y balancee las siguientes reacciones de sustitución sencilla, de doble sustitución o de neutralización. Indique cualquier precipitado con una (*s*) y cualquier gas con una (*g*).

a. $Ba(OH)_2(ac) + HC_2H_3O_2(ac) \longrightarrow$

b. $Mg(s) + HCl(ac) \longrightarrow$

c. $CaCl_2(ac) + H_3PO_4(ac) \longrightarrow$

d. $Pb(NO_3)_2(ac) + HCl(ac) \xrightarrow{\text{frío}}$

Dióxido de carbono (CO_2)

El dióxido de carbono se encuentra en las bebidas carbonatadas. Forma parte también del ciclo del carbono y de la vida de nuestro planeta.

El compuesto DIÓXIDO DE CARBONO: el "alma" de la fiesta

Nombre: Al dióxido de carbono (CO_2) en ocasiones se le llama ácido carbónico gaseoso o anhídrido carbónico. Al CO_2 sólido con frecuencia se le llama *hielo seco.*

Apariencia: El dióxido de carbono es un gas incoloro e inodoro bajo condiciones normales de temperatura y presión. En la forma sólida es sólo un sólido blanco, frío (−78ºC), que pasa directamente de la fase sólida a la fase gaseosa (se sublima).

Abundancia: El dióxido de carbono se puede encontrar en todas partes de la Tierra. Comprende casi el 0.03% en volumen de la atmósfera. El dióxido de carbono también se disuelve en agua (océanos, corrientes de agua y lagos) para producir una disolución diluida de ácido carbónico (H_2CO_3):

$$\mathbf{CO_2}(g) + \mathbf{H_2O}(l) \rightleftharpoons \mathbf{H_2CO_3}(ac)$$

El dióxido de carbono también se encuentra en la Tierra en forma de sales de carbonato, por lo común la piedra caliza (calcita, $CaCO_3$) o dolomita [$CaMg(CO_3)_2$]. El dióxido de carbono atrapado en estas rocas se libera con facilidad por calentamiento (sección 9.7) o mediante la adición de un ácido (sección 9.9):

$$CaCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} CaO(s) + CO_2(g)$$

$$CaCO_3(s) + 2\ HCl(ac) \longrightarrow CaCl_2(ac) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

Origen: El dióxido de carbono comercial se produce mediante uno de cuatro métodos: (1) la reacción entre el metano (gas natural, CH_4) y agua para producir CO_2 y H_2, gas hidrógeno; (2) la combustión de carbón en presencia de aire para dar CO_2; (3) el calentamiento de la piedra caliza ($CaCO_3$); y (4) la fermentación del azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) por medio de la levadura para obtener el alcohol etílico (C_2H_6O) y dióxido de carbono (CO_2).

(1) $CH_4(g) + 2\ H_2O(g) \xrightarrow{\Delta} CO_2(g) + 4\ H_2(g)$

(2) $C(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} CO_2(g)$

(3) $CaCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} CaO(s) + CO_2(g)$

(4) $C_{12}H_{22}O_{11}(s) + H_2O(l) \xrightarrow{\text{levadura}} 4\ CO_2(g) + 4\ C_2H_6O(l)$

Su importancia en nuestro mundo: El dióxido de carbono tiene muchos usos en nuestra sociedad. Se consumen grandes cantidades de CO_2 durante la producción industrial de gas hidrógeno (H_2), metanol (CH_3OH), urea (CH_4N_2O, un fertilizante, también se utiliza en la preparación de ciertos plásticos) y amoniaco (NH_3). A nivel más personal, el CO_2 se utiliza en la producción de *bebidas carbonatadas,* y el hielo seco ayuda a los vendedores de *helados* a evitar la fusión del producto.

Pero el CO_2 juega un papel más importante en nuestro mundo. Es parte del ciclo del carbono, y de la vida en nuestro planeta, como se describe en el artículo QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA: Los contaminantes en la atmósfera (se encuentra antes del resumen de este capítulo).

Acontecimientos raros: El dióxido de carbono tiene en realidad un ligero sabor ácido. El sabor se debe al ácido carbónico (H_2CO_3) que se forma en su boca con el CO_2, que se disuelve en su saliva. Usted puede "probar" el CO_2 bebiendo el *agua mineral carbonatada.* El ser humano no puede respirar aire que contenga más de 5 a 10% de CO_2 sin perder el conocimiento y la exposición prolongada puede causar la muerte.

Química sustentable y CTS

Liofilización

La liofilización consiste en quitar el agua a una sustancia congelada, saltándonos el paso por el estado líquido: se congela la sustancia que deseamos liofilizar y, a esa baja temperatura que impide el deterioro químico, se le somete al alto vacío que hace pasar el agua del estado sólido al estado gaseoso, sin pasar por el estado líquido. Es una forma de secar un producto a temperaturas bajísimas, sin la transformación que produciría el calentamiento.

Este procedimiento permite una deshidratación completa, sin el aumento de temperatura que puede hacer variar la composición química o la actividad curativa del producto final. El secado convencional hace que el material se encoja o contraiga, dañando las células. Sin embargo, en el proceso de liofilización, los componentes son retenidos en su lugar por el hielo rígido, ya que la sublimación del hielo deja huecos o vacíos, preservando así la integridad de las actividades y la estructura biológica del producto.

Para un tecnólogo en alimentos, la liofilización es extraer más del 95% de agua; para un transportista, significa llevar 10 veces más mercancía, pero sin una unidad frigorífica a cuestas; para un comerciante en gran escala significa ahorro en el almacenaje de frutas y verduras, sin gastos de conservación.

Aplicaciones:

- En la industria químico-farmacéutica, cosmética, agroalimentaria.
- Para el secado de productos intermedios en química fina; extractos de plantas medicinales, antibióticos, enzimas, productos cristalizados, granulado de plásticos, aditivos alimenticios, especias y condimentos, extractos vegetales y zumos de frutas.
- Para lograr la estabilidad en el almacenamiento a largo plazo, de los materiales biológicos, cultivos microbianos, la sangre y productos farmacéuticos.

Referencia electrónica

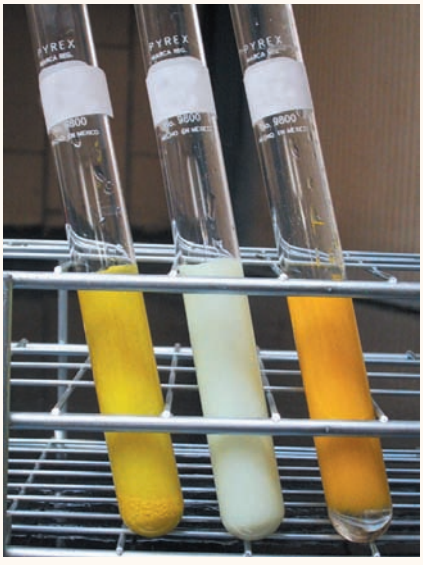
http://www.labconco.com

Explícalo tú: Amarillo es el canario

Algunos temas relacionados: Reacción química, precipitación, solubilidad

En tres tubos de ensayo agregue, en uno, disolución de nitrato de plata ($AgNO_3$); en otro, disolución de nitrato de plomo(II) $Pb(NO_3)_2$, y en el tercero, disolución de nitrato de mercurio(I) [$Hg_2(NO_3)_2$] Las tres disoluciones en concentración de 0.1 M. Añada lentamente a cada vaso, 5 gotas de disolución de yoduro de potasio (KI) al 0.5 M.

Propicie la discusión, para que los alumnos propongan una explicación de lo que sucede.



Capítulo 10

Cálculos en las ecuaciones químicas. Estequiometría

El automóvil moderno utiliza la combustión de la gasolina (reacción química) para obtener su fuerza motriz. La gasolina es una mezcla compleja de hidrocarburos volátiles, de baja masa molecular. La cantidad de átomos de carbono en estas moléculas va desde 6 a 12. Una ecuación para la combustión completa de un componente típico de la gasolina es:

$$2\ C_8H_{18}(\text{octano}) + 25\ O_2 \longrightarrow 16\ CO_2\ (\text{gas}) + 18\ H_2O\ (\text{vapor}) + \text{calor}$$

Objetivos del capítulo 10

1. A partir de una ecuación química balanceada, obtener la información de las cantidades de reactivos y productos (sección 10.1).
2. Comprender los tres pasos que utilizamos en la resolución de problemas estequiométricos con énfasis en el *mol* e identificar los tres tipos de problemas estequimétricos (secciones 10.2 y 10.3).
3. Resolver *problemas estequiométricos masa-masa* de las siguientes categorías: masa-masa, masa-moles, moles-masa, moles-moles y reactivo limitante. Comprender la diferencia entre rendimiento teórico y rendimiento real y calcular el rendimiento porcentual (sección 10.4).
4. Resolver *problemas estequiométricos masa-volumen* de las siguientes categorías: masa-volumen, volumen-masa, moles-volumen, volumen-moles y reactivo limitante (sección 10.5).
5. Resolver *problemas estequiométricos volumen-volumen* de las siguientes categorías: volumen-volumen y reactivo limitante (sección 10.6).
6. Comprender el significado del término *calor de reacción*, para identificar las *reacciones exotérmicas* y *endotérmicas*, y calcular la cantidad de calor que se produce o se necesita en una determinada reacción (sección 10.7).

Cuenta regresiva

Puede utilizar la tabla periódica y las reglas para la solubilidad de las sustancias inorgánicas en agua.

Elemento	Unidades de masa atómica (uma)
Cr	52.0
Cl	35.5

5. Escriba las fórmulas correctas para los siguientes compuestos (secciones 7.3, 7.4 y 7.6).
- **a.** cloruro de calcio ($CaCl_2$)
- **b.** óxido de cromo(III) (Cr_2O_3)
- **c.** fosfato de calcio [$Ca_3(PO_4)_2$]
- **d.** hidróxido de cromo(III) [$Cr(OH)_3$]

4. Calcule la cantidad de moles en cada una de las siguientes cantidades (secciones 8.2 y 8.3).
- **a.** 12.7 g de Cr (0.244 mol)
- **b.** 3.75 L (TPN) de gas Cl_2 (0.167 mol)

3. Calcule la cantidad en gramos en cada una de las siguientes cantidades (sección 8.2).
- **a.** 0.172 mol de Cr (8.94 g)
- **b.** 0.245 mol de gas Cl_2 (17.4 g)

2. Calcule la cantidad de litros, en condiciones TPN, que ocuparían los siguientes gases (secciones 8.2 y 8.3)
- **a.** 0.205 mol de gas Cl_2 (4.59 L)
- **b.** 10.4 g de gas Cl_2 (3.28 L)

1. Prediga los productos y balancee las siguientes ecuaciones de reacciones químicas. Indique la formación de precipitado con (*s*) (secciones 9.3, 9.4 y 9.9).
- **a.** $Pb(C_2H_3O_2)_2(ac) + Na_2SO_4(ac) \rightarrow$ [$Pb(C_2H_3O_2)_2(ac) + Na_2SO_4(ac) \rightarrow PbSO_4(s) + 2\ NaC_2H_3O_2$]
- **b.** $AsCl_3(ac) + H_2S(ac) \rightarrow$ [$2\ AsCl_3(ac) + 3H_2S(ac) \rightarrow As_2S_3(s) + 6\ HCl$]

Suponga que usted es presidente de una compañía química, como la persona que aparece en la figura 10.1. Los químicos del laboratorio de su compañía creen que pueden combinar dos reactivos químicos —llamémoslos baratium y gangalio— para formar un nuevo compuesto —digamos, costosum— que se podrá vender a un precio elevado (es decir, le proponen comprar barato y vender caro). Antes de salir a comprar baratium o gangalio, debe usted saber cuánto necesitará de estos reactivos para producir determinada cantidad de costosum. Por fortuna, los químicos en su compañía pueden darle estas respuestas (por lo menos a nivel teórico) utilizando la estequiometría.

Estequiometría Medición de las cantidades relativas de los reactivos y productos en una reacción química.

La **estequiometría** es la medición de las cantidades relativas de los reactivos y productos en una reacción química —es sólo una extensión de lo que ya conoce. En el capítulo 8 aprendió a calcular las masas de fórmula y las masas moleculares (sección 8.1), las moles (sección 8.2), y los volúmenes molares de los gases (sección 8.3). En el capítulo 9 aprendió a balancear y completar ciertos tipos de ecuaciones de reacciones químicas. En este capítulo utilizaremos la información molar de las ecuaciones químicas balanceadas para calcular las cantidades de material o energía que se producen o que son necesarias en estas reacciones químicas.

10.1 Información que se obtiene a partir de una ecuación balanceada

Una ecuación química completa y *balanceada* proporciona más información que el simple señalamiento de cuáles sustancias son los reactivos y cuáles los productos. También provee las cantidades relativas que participan en ella, y es muy útil para llevar a cabo ciertos cálculos. Veamos la reacción de oxidación del gas etano y el oxígeno para producir dióxido de carbono y agua.

$$\underset{\text{etano}}{2\,C_2H_6(g)} + 7\,O_2 \times (g) \xrightarrow{\Delta} 4\,CO_2(g) + 6\,H_2O(g)$$

Esta ecuación química balanceada nos ofrece la siguiente información:

- ✔ *Reactivos y productos*. El C_2H_6 (etano) reacciona con O_2 (oxígeno) cuando se aplica suficiente calor (Δ) para producir CO_2 (dióxido de carbono) y H_2O (vapor de agua).
- ✔ *Moléculas de los reactivos y de los productos.* Se necesitan 2 moléculas de C_2H_6 y 7 moléculas de O_2 para reaccionar y producir 4 moléculas de CO_2 y 6 moléculas de H_2O.

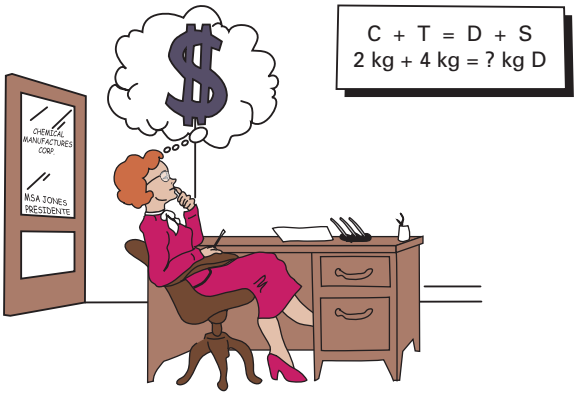


FIGURA 10.1
La señora Jones evalúa la pregunta: "¿Cuánto podemos obtener de D?"

- ✔ *Moles de los reactivos y los productos.* Se necesitan 2 moles de C_2H_6 y 7 moles de moléculas de O_2 para reaccionar y producir 4 moles de moléculas de CO_2 y 6 moles de moléculas de H_2O.
- ✔ *Masas relativas de los reactivos y los productos*. 60.0 g de C_2H_6.

$$\left(2\ \text{mol}\ C_2H_6 \times \frac{30.0\ \text{g}\ C_2H_6}{1\ \text{mol}\ C_2H_6} = 60.0\ \text{g}\ C_2H_6\right)$$

y 224 g de O_2

$$\left(7\ \text{mol}\ O_2 \times \frac{32.0\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 224\ \text{g}\ O_2\right)$$

reaccionan y producen 176 g de CO_2

$$\left(4\ \text{mol}\ CO_2 \times \frac{44.0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 176\ \text{g}\ CO_2\right)$$

y 108 g de H_2O

$$\left(6\ \text{mol}\ H_2O \times \frac{18.0\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ H_2O} = 108\ \text{g}\ H_2O\right)$$

Observe que las sumas de las masas de los reactivos (60.0 g + 224 g = 284 g) es igual a la suma de las masas de los productos (176 g + 108 g = 284 g), obedeciendo la ley de la conservación de la masa (véase la sección 3.6).

- ✔ *Volumen de los gases.* Si todos los gases se miden a la misma temperatura y presión, 2 volúmenes de C_2H_6 necesitan 7 volúmenes de O_2 para reaccionar y producir 4 volúmenes de CO_2 y 6 volúmenes de H_2O.

Clave del estudio: Las relaciones de los moles (coeficientes) están dadas como valores *exactos* y no se considera la determinación de las cifras significativas.

10.2 Cálculos en los que intervienen moles para resolver problemas de estequiometría

El uso de la información que se obtiene de una ecuación química balanceada, nos ayuda a resolver problemas estequiométricos de muy diversas maneras. El método que consideramos mejor es el *método molar*, que es una aplicación de nuestro método general para la resolución de problemas, *el análisis dimensional.* Para resolver problemas por medio del *método molar* hay que seguir tres pasos básicos:

Paso I: Calcular los *moles* de las unidades elementales (átomos, fórmulas mínimas, moléculas o iones) del elemento, compuesto o ion, a partir de la masa o el volumen (si se trata de gases) de la sustancia o sustancias conocidas en el problema.

Paso II: Calcular los *moles* de las cantidades desconocidas en el problema, utilizando los coeficientes de las sustancias en la ecuación balanceada.

Paso III: Determinar la masa o el volumen (si se trata de gases) de esas sustancias desconocidas en las unidades indicadas en el problema, a partir de los *moles* calculados para las cantidades desconocidas.

Como puede darse cuenta, la clave de este método es el *mol*. ¡Piense en **MOLES**!

La figura 10.2 muestra la aplicación de estos tres pasos básicos en forma de diagrama.

Clave del estudio: Antes de seguir leyendo, estudie los ejemplos 8.6, 8.9, 8.15 y 8.20. Debe ser capaz de: (1) calcular los moles de un gas a TPN cuando los datos están en gramos o litros, y (2) calcular los gramos o litros de un gas a TPN cuando los datos se den en moles. Antes del paso I y después del paso III, tal vez necesite hacer un cálculo adicional para convertir las unidades de masa a gramos o a otra unidad.

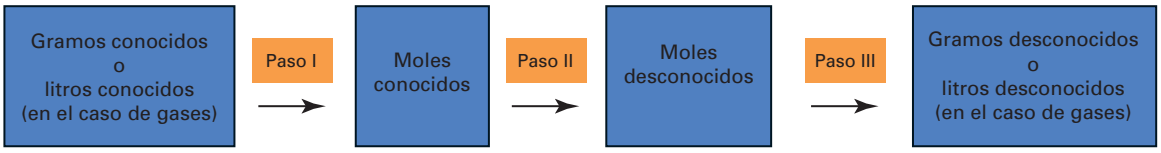


FIGURA 10.2
Los tres pasos básicos para resolver problemas de estequiometría. (Antes del paso I y después del paso III, tal vez necesite hacer un cálculo adicional para convertir las unidades de masa a gramos o a otra unidad).

10.3 Tipos de problemas estequiométricos

El método molar funciona bien con los tres tipos de problemas estequiométricos:

1. Masa-masa
2. Masa-volumen o volumen-masa
3. Volumen-volumen

Ahora vamos a aplicar los tres pasos básicos para la resolución de estos tres tipos de problemas estequiométricos.

10.4 Problemas de estequiometría masa-masa

En los problemas masa-masa, las cantidades que se conocen y las que se desconocen están en unidades de masa. Los pasos que debemos aplicar dependen de que la cantidad conocida esté expresada en gramos o en moles.

Ejemplo masa-masa

Primero veremos algunos *ejemplos masa-masa*, en los que la cantidad que se conoce está expresada en unidades de masa, en gramos. Estos ejemplos siguen los tres pasos básicos. Sin embargo, recuerde que la ecuación química debe estar balanceada *antes* de comenzar el cálculo.

EJEMPLO 10.1 Calcular la cantidad de gramos de oxígeno que se necesitan para quemar 72.0 g de C_2H_6 hasta CO_2 y H_2O. La ecuación para la reacción es

$$\underset{\text{etano}}{2\ C_2H_6(g)} + 7\ O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 4\ CO_2(g) + 6\ H_2O(g)$$

RESULTADO La ecuación está balanceada, por lo que podemos empezar a calcular las masas moleculares de las sustancias, necesarias para este cálculo, que son: C_2H_6 y O_2.

$$\text{masa molar de } C_2H_6 = 30.0 \text{ g}$$
$$\text{masa molar de } O_2 = 32.0 \text{ g}$$

Organizando los datos:

Conocido: 72.0 g de C_2H_6

Desconocido: gramos de O_2 necesarios

De acuerdo con el método molar:

Paso I: Calcule las moles de C_2H_6 con el dato conocido. Un mol de C_2H_6 tiene una masa molar de 30.0 g, así:

$$72.0 \text{ g } C_2H_6 \times \frac{1 \text{ mol } C_2H_6}{30.0 \text{ g } C_2H_6} = \frac{72.0}{30.0} \text{ mol } C_2H_6 \text{ conocidas}$$

Paso II: Calcule las moles de moléculas de oxígeno necesarias. Con base en la ecuación balanceada, la relación entre C_2H_6 a O_2 está dada por 2 moles de C_2H_6 para 7 moles de O_2. Por lo tanto:

$$\frac{72.0}{30.0} \text{ mol } C_2H_6 \times \frac{7 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } C_2H_6} = \frac{72.0}{30.0} \times \frac{7}{2} \text{ mol } O_2 \text{ necesarias}$$

Paso III: Calcule los gramos de oxígeno necesario. Un mol de O_2 tiene una masa molar de 32.0 g. por lo cual,

$$\frac{72.0}{30.0} \times \frac{7}{2} \text{ mol } O_2 \times \frac{32.0 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = \frac{72.0}{30.0} \times \frac{7}{2} \times 32.0 \text{ g } O_2$$

$$= 268.9 \text{ g } O_2 = 269 \text{ g } O_2 \qquad \textit{Respuesta}$$

Expresamos la respuesta con tres cifras significativas (269.0 g de O_2) porque el dato inicial (72.0 g de C_2H_6) estaba expresado con tres cifras significativas. Podemos escribir esta respuesta de una manera lineal como sigue:

$$\underbrace{72.0 \text{ g } C_2H_6 \times \frac{1 \text{ mol } C_2H_6}{30.0 \text{ g } C_2H_6}}_{\text{Paso I}} \times \underbrace{\frac{7 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } C_2H_6}}_{\text{Paso II}} \times \underbrace{\frac{32.0 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2}}_{\text{Paso III}} = 269 \text{ g } O_2 \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 10.2

Calcule el número de gramos de moléculas de cloro que se producen al hacer reaccionar 22.1 g de óxido de manganeso(IV) con ácido clorhídrico en exceso (véase la figura 10.3).

$$MnO_2(s) + 4\,HCl(ac) \longrightarrow MnCl_2(ac) + Cl_2(g) + 2\,H_2O(l)$$

RESULTADO

Paso I: Calcule las moles de óxido de manganeso(IV). Un mol de MnO_2 tiene una masa molar de 87.0 g.

$$22.1 \text{ g } MnO_2 \times \frac{1 \text{ mol } MnO_2}{87.0 \text{ g } MnO_2} = \frac{22.1}{87.0} \text{ mol } MnO_2$$

Paso II: Calcule las moles de moléculas de cloro que se producen. A partir de la ecuación balanceada, la relación de MnO_2 a Cl_2 está dada por 1 mol de MnO_2 para 1 mol de Cl_2.

$$\frac{22.1}{87.0} \text{ mol } MnO_2 \times \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{1 \text{ mol } MnO_2} = \frac{22.1}{87.0} \times \frac{1}{1} \text{ mol } Cl_2 \text{ producidas}$$

FIGURA 10.3
El óxido de manganeso(IV) y el ácido clorhídrico reaccionan para producir cloro (gas amarillo verdoso). Para llevar a cabo esta reacción con seguridad, debe hacerla en una campana de extracción.

Paso III: Calcule los gramos de moléculas de cloro que se producen. Un mol de Cl_2 tiene una masa molar de 71.0 g.

$$\frac{22.1}{87.0} \times \frac{1}{1} \cancel{\text{mol Cl}_2} \times \frac{71.0 \text{ g Cl}_2}{1 \cancel{\text{mol Cl}_2}} = \frac{22.1}{87.0} \times \frac{1}{1} \times 71.0 \text{ g Cl}_2$$

$$= 18.04 \text{ g Cl}_2 = 18.0 \text{ g Cl}_2 \qquad \textit{Respuesta}$$

Expresamos la respuesta con tres cifras significativas (18.0 g de Cl_2) porque nuestra cantidad inicial (22.1 g de MnO_2) estaba expresada con tres cifras significativas. Esta respuesta también se puede expresar como:

$$\underbrace{22.1 \text{ g } \cancel{\text{MnO}_2} \times \frac{1 \cancel{\text{mol MnO}_2}}{87.0 \text{ g } \cancel{\text{MnO}_2}}}_{\text{Paso I}} \times \underbrace{\frac{1 \text{ mol Cl}_2}{1 \cancel{\text{mol MnO}_2}}}_{\text{Paso II}} \times \underbrace{\frac{71.0 \text{ g Cl}_2}{1 \cancel{\text{mol Cl}_2}}}_{\text{Paso III}} = 18.0 \text{ g Cl}_2 \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 10.1

Calcule el número de gramos de cromo que se pueden producir a partir de la reacción de 45.6 g de óxido de cromo(III) con exceso de aluminio, de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada de la reacción química:

$$Cr_2O_3 + 2\ Al \longrightarrow 2\ Cr + Al_2O_3 \qquad (31.2 \text{ g})$$

Resuelva los problemas desde el 3 hasta el 10.

Ejemplos masa-moles y moles-masa

En ocasiones la información que se va a determinar *se debe* expresar en moles y no será necesario calcular la masa en gramos. Otras veces, la información *está* expresada en moles y no necesitamos calcularlas. En estos casos, podemos eliminar el paso I o el paso III. Los siguientes problemas ilustran la manera de eliminar un paso.

EJEMPLO 10.3 Calcule el número de moles de oxígeno que se producen al calentar 1.65 g de clorato de potasio.

$$KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} KCl(s) + O_2(g) \qquad \text{(sin balancear)}$$

RESULTADO Antes de hacer los cálculos debemos escribir y balancear la ecuación química. La ecuación balanceada para la reacción química es:

$$2\ KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g)$$

La cantidad conocida, 1.65 g de $KClO_3$, está dada en gramos. Por tanto, necesitamos el paso I para calcular los moles de $KClO_3$. El paso II convierte los moles de $KClO_3$ a moles de O_2 y, por tanto, *no* necesitamos el paso III. La masa molar de $KClO_3$ es 122.6 g, calculada a partir de las masas atómicas.

El resultado se expresa como sigue:

$$\underbrace{1.65 \text{ g } \cancel{\text{KClO}_3} \times \frac{1 \cancel{\text{mol KClO}_3}}{122.6 \text{ g } \cancel{\text{KClO}_3}}}_{\text{Paso I}} \times \underbrace{\frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \cancel{\text{mol KClO}_3}}}_{\text{Paso II}} = 0.0202 \text{ mol O}_2 \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 10.4 Calcule el número de gramos de O_2 que se producen al calentar 0.105 mol de $KClO_3$.

$$KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} KCl(s) + O_2(g) \quad \text{(sin balancear)}$$

RESULTADO La ecuación balanceada es:

$$2\ KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g)$$

La cantidad conocida, 0.105 mol de $KClO_3$ está dada en moles. Por tanto, no necesitamos el paso I. El paso II convierte los moles de $KClO_3$ a moles de O_2. Se nos piden gramos de O_2, por tanto, necesitaremos el paso III. La masa molar de O_2 es de 32.0 g.

$$\underbrace{0.105\ \cancel{\text{mol KClO}_3}}_{\text{Paso I}} \times \underbrace{\frac{3\ \cancel{\text{mol O}_2}}{2\ \cancel{\text{mol KClO}_3}}}_{\text{Paso II}} \times \underbrace{\frac{32.0\ \text{g O}_2}{1\ \cancel{\text{mol O}_2}}}_{\text{Paso III}} = 5.04\ \text{g O}_2 \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 10.2
Calcule el número de moles de cromo que se pueden producir a partir de la reacción de 28.5 g de óxido de cromo(III) con aluminio en exceso de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada para la reacción química:

$$Cr_2O_3(s) + 2\ Al(s) \longrightarrow 2\ Cr(s) + Al_2O_3(s) \qquad (0.375\ \text{mol})$$

Resuelva los problemas del 11 al 14.

Ejemplos de moles-moles

EJEMPLO 10.5 Consideremos la siguiente ecuación balanceada:

$$2\ Na(s) + 2\ H_2O(l) \longrightarrow 2\ NaOH(ac) + H_2(g)$$

Si reaccionan 0.15 mol de átomos de Na con agua, calcule el número de moles de moléculas de H_2 que se producen.

RESULTADO El dato conocido sólo debe pasar por el paso II para obtener la respuesta, de esta manera, podemos eliminar los pasos I y III.

$$0.15\ \cancel{\text{mol Na}} \times \underbrace{\frac{1\ \text{mol H}_2}{2\ \cancel{\text{mol Na}}}}_{\text{Paso II}} = 0.075\ \text{mol H}_2 \qquad \textit{Respuesta}$$

Clave del estudio: Como pudo haber notado en estos ejemplos, se puede omitir el paso I, el paso III y *ambos* pasos, I y III. El paso II *nunca* se puede eliminar.

Ejercicio de estudio 10.3
Calcule el número de moles de cromo que se pueden producir a partir de la reacción de 0.225 mol de óxido de cromo(III) con exceso de aluminio, de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada de la reacción química:

$$Cr_2O_3(s) + 2\ Al(s) \longrightarrow 2\ Cr(s) + Al_2O_3(s) \qquad (0.450\ \text{mol})$$

Resuelva los problemas del 15 al 18.

Ejemplos de reactivo limitante

Suponga que queremos utilizar una máquina de dulces que requieren una moneda de un cuarto de dólar (25 centavos) y dos monedas de 10 centavos para la compra de una barra de dulce. Si usted tiene siete monedas de 25 centavos y 10 monedas de 10 centavos, ¿cuántas barras de dulce podrá comprar? Con siete monedas de 25 centavos puede comprar un máximo de siete barras de dulce.

$$7 \text{ monedas de 25 centavos} \times \frac{1 \text{ barra de dulce}}{25 \text{ centavos}} = 7 \text{ barras de dulce}$$

Reactivo limitante Reactivo que se utiliza por completo en una reacción química, se le llama así porque la cantidad de este reactivo limita la cantidad de los nuevos compuestos que se forman.

Exceso de reactivo En una reaccción química, es el reactivo que *no* se utiliza por completo en la reacción, se llama así porque cuando se forma la última traza del nuevo compuesto, siempre queda algo de este reactivo.

Con 10 monedas de 10 centavos podemos comprar un máximo de 5 barras de dulce.

$$10 \text{ monedas de 10 centavos} \times \frac{1 \text{ barra de dulce}}{2 \text{ monedas de 10 centavos}} = 5 \text{ barras de dulce}$$

De esta manera, podríamos comprar sólo 5 barras de dulce, y nos sobrarían dos monedas de 25 centavos, como se muestra en la figura 10.4.

Casi de la misma manera, los químicos pueden tener reactivos "sobrantes" cuando en una reacción química entre dos elementos o compuestos uno de los reactivos se agota antes que el otro. En estos casos, llamamos al *reactivo que se utiliza por completo* **reactivo limitante,** porque la cantidad de este reactivo limita la cantidad de un nuevo compuesto que se puede formar. El otro reactivo (sobrante) se llama **reactivo en exceso.** Los fabricantes de productos químicos tratan de que el reactivo *más barato* sea el reactivo en *exceso*, de manera que se puedan asegurar de agotar el reactivo costoso. En un proceso continuo por lo general toda la producción se recicla.

$$3\ CaCO_3(s) + 2\ H_3PO_4(ac) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2(s) + 3\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

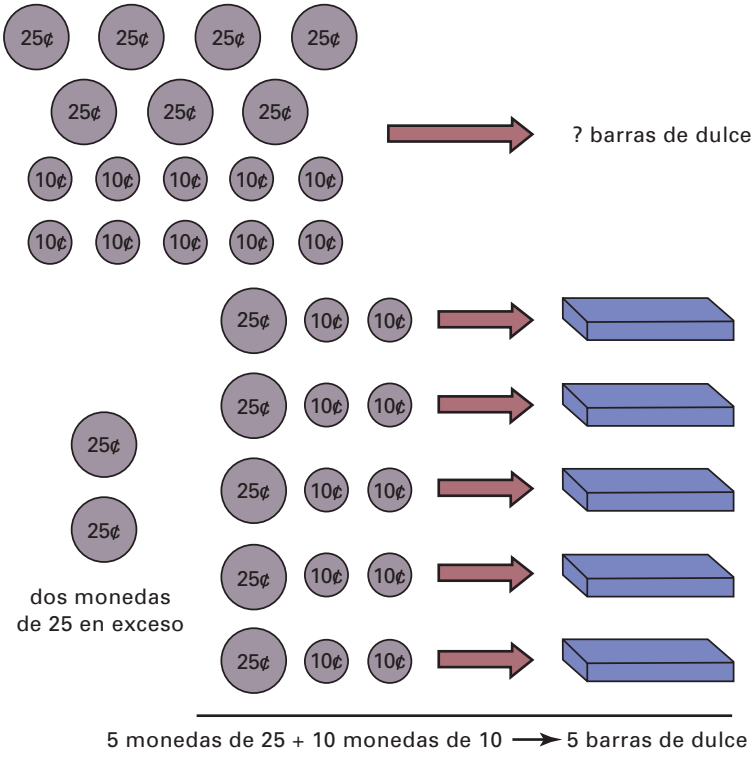


FIGURA 10.4
Analogía del reactivo limitante: Usted tiene 7 monedas de 25 centavos y 10 monedas de 10 centavos. ¿Cuántas barras de dulce puede comprar en una máquina que le pide 1 moneda de 25 y dos monedas de 10 centavos por cada barra de dulce?

Clave del estudio: Una analogía aún más sencilla es la gasolina que se encuentra en el tanque de combustible de su auto. Si hay 20 millas de su casa a la escuela y usted sabe que tiene menos de un galón de gasolina en el tanque, entonces, ¡la gasolina puede *limitar* el hecho de que usted llegue a tiempo a su clase de química!

EJEMPLO 10.6 Una muestra de 50.0 g de carbonato de calcio se deja reaccionar con 35.0 g de H_3PO_4. (a) ¿Cuántos gramos de fosfato de calcio pueden producirse? (b) Calcule la cantidad de moles de reactivos en exceso al final de la reacción.

RESULTADO

a. Podemos calcular las masas molares de las sustancias que participan en la reacción utilizando las unidades de masa atómica: $CaCO_3 = 100.1$ g, $H_3PO_4 = 98.0$ g y $Ca_3(PO_4)_2 = 310$ g. La pregunta es: ¿cuál de los reactivos es el limitante? La respuesta la obtenemos como sigue:

1. Calcule los moles de cada uno como en el paso I.

$$50.0 \text{ g } \cancel{CaCO_3} \times \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{100.1 \text{ g } \cancel{CaCO_3}} = 0.500 \text{ mol } CaCO_3$$

$$35.0 \text{ g } \cancel{H_3PO_6} \times \frac{1 \text{ mol } H_3PO_4}{98.0 \text{ g } \cancel{H_3PO_4}} = 0.357 \text{ mol } H_3PO_4$$

2. Calcule los moles de producto que se podrían formar a partir de cada reactivo como en el paso II.

$$0.500 \text{ } \cancel{\text{mol } CaCO_3} \times \frac{1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2}{3 \text{ } \cancel{\text{mol } CaCO_3}} = 0.167 \text{ mol } Ca_3(PO_3)_2$$

$$0.357 \text{ } \cancel{\text{mol } H_3PO_4} \times \frac{1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2}{2 \text{ } \cancel{\text{mol } H_3PO_4}} = 0.178 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2$$

3. *El **reactivo limitante** es aquél que nos da la **menor** cantidad de moles de producto.* Por tanto, en este ejemplo, el $CaCO_3$ es el *reactivo limitante* [0.167 mol en comparación con 0.78 mol de $Ca_3(PO_4)_2$] y el H_3PO_4 es el *reactivo en exceso.* Así, el $CaCO_3$ es el reactivo que utilizamos para la respuesta en la parte (a) de este ejemplo. Utilizando el $CaCO_3$, la cantidad de gramos de $Ca_3(PO_4)_2$ que puede producirse sería

$$0.167 \text{ } \cancel{\text{mol } Ca_3(PO_4)_2} \times \frac{310 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2}{1 \text{ } \cancel{\text{mol } Ca_3(PO_4)_2}} = 51.8 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2 \quad \textit{Respuesta*}$$

b. La cantidad de H_3PO_4 en exceso es igual a 0.357 mol de H_3PO_4 presente al principio de la reacción (véase el paso I) *menos* la cantidad que se consume durante la reacción entre el H_3PO_4 y el reactivo limitante ($CaCO_3$). La cantidad que se consume es

$$0.500 \text{ } \cancel{\text{mol } CaCO_3} \times \frac{2 \text{ mol } H_3PO_4}{3 \text{ } \cancel{\text{mol } CaCO_3}} = 0.333 \text{ } H_3PO_4$$

y la cantidad que se encuentra en exceso es:

$$32.63 \text{ g } H_3PO_4 \text{ en exceso} \qquad \textit{Respuesta}$$

Clave del estudio: Tal vez usted se pregunte: ¿cómo sé si éste es un problema de reactivo limitante? La respuesta es que se le proporcionan *dos* cantidades de reactivos.

---

* Una respuesta alternativa aceptable es la utilización de *ambas* cantidades de los reactivos en *cada* uno de los tres pasos. La respuesta es la *menor* cantidad de producto. El reactivo que nos da la menor cantidad de producto es el *reactivo limitante.* Los cálculos son como sigue:

$$50.0 \text{ g } \cancel{CaCO_3} \times \frac{1 \text{ } \cancel{\text{mol } CaCO_3}}{100.1 \text{ g } \cancel{CaCO_3}} \times \frac{1 \text{ } \cancel{\text{mol } Ca_3(PO_4)_2}}{3 \text{ } \cancel{\text{mol } CaCO_3}}$$

$$\times \frac{310 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2}{1 \text{ } \cancel{\text{mol } Ca_3(PO_4)_2}} = 51.6 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2 \qquad \textit{Respuesta}$$

El reactivo limitante es $CaCO_3$. (La diferencia entre esta respuesta y la anterior está en el redondeo de esta última).

$$35.0 \text{ g } \cancel{H_3PO_4} \times \frac{1 \text{ } \cancel{\text{mol } H_3PO_4}}{98.0 \text{ g } \cancel{H_3PO_4}} \times \frac{1 \text{ } \cancel{Ca_3(PO_4)_2}}{2 \text{ } \cancel{\text{mol } H_3PO_4}}$$

$$\times \frac{310 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2}{1 \text{ } \cancel{\text{mol } Ca_3(PO_4)_2}} = 55.4 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2$$

Rendimiento teórico Cantidad de producto que se espera si todo el reactivo limitante forma producto sin ningún sobrante. Esto supone que ninguno de los productos se pierde durante el aislamiento y la purificación.

Rendimiento real Cantidad de producto que se obtiene en una reacción química real; siempre es menor que el rendimiento teórico debido a las pérdidas durante las etapas de aislamiento y purificación, y a la producción de subproductos menores.

Porcentaje de rendimiento Porcentaje del rendimiento teórico realmente obtenido; se expresa como el rendimiento real dividido entre el rendimiento teórico, el resultado se multiplica por cien.

Clave del estudio: La diferencia entre un rendimiento teórico y un rendimiento real es semejante a la diferencia entre la cantidad que usted gana por un trabajo y ¡la cantidad que tiene que dejar al pagar los impuestos!

FIGURA 10.5
Se hace reaccionar carbonato de calcio y ácido clorhídrico para producir gas de dióxido de carbono.

Porcentaje de rendimiento

El cálculo de las cantidades de los diferentes productos que acabamos de determinar en el ejemplo 10.5 se llama rendimiento teórico. El **rendimiento teórico** es la cantidad de producto que se obtiene cuando se supone que todo el reactivo limitante forma productos, sin que sobre nada de reactivo y sin que alguno de los productos se pierda durante su aislamiento y purificación. Sin embargo, en la vida real, el rendimiento teórico raras veces es el **rendimiento real,** la cantidad de producto que se obtiene. En particular, en las reacciones orgánicas ocurren reacciones colaterales en las que se forman productos secundarios además del producto principal. Además, una parte del producto se pierde durante el proceso de aislamiento y purificación, así como al transferirlo de un recipiente a otro. (En la industria química, esta pérdida durante el aislamiento y la purificación muchas veces se reduce mediante el proceso continuo de fabricación, en el cual se recirculan los materiales utilizados). De modo que, por lo general, los fabricantes de productos químicos están interesados en el **porcentaje de rendimiento**, el porcentaje del rendimiento teórico que se obtiene realmente. El porcentaje de rendimiento se calcula como:

$$\text{porcentaje de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

EJEMPLO 10.7 Si en el ejemplo 10.6 se obtienen en realidad 48.7 g de $Ca_3(PO_4)_2$, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento?

RESULTADO

$$\frac{48.7 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2 = \text{rendimiento real}}{51.8 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2 = \text{rendimiento teórico}} \times 100 = 94.0\% \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 10.8 Se deja reaccionar una muestra de 20.2 g de carbonato de calcio con 13.2 g de ácido clorhídrico. Calcule: (a) el número de gramos de cloruro de calcio que se puede producir, (b) la cantidad de moles de reactivo en exceso que queda al final de la reacción, y (c) el porcentaje de rendimiento, si en realidad se obtienen 18.3 g de cloruro de calcio (véase la figura 10.5).

$$CaCO_3(s) + 2\,HCl(ac) \longrightarrow CaCl_2(ac) + CO_2(g) + H_2O(g)$$

RESULTADO

a. Podemos calcular las masas molares de las sustancias con sus unidades de masa atómica: $CaCO_3 = 100.1$ g, $HCl = 36.5$ g y $CaCl_2 = 111.1$ g. Ahora, debemos determinar cuál de los dos reactivos es el limitante.

1. Calcule los moles que se utilizan de cada uno, como en el paso I,

$$20.2 \text{ g } CaCO_3 \times \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{100.1 \text{ g } CaCO_3} = 0.202 \text{ mol } CaCO_3$$

$$13.2 \text{ g HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.5 \text{ g HCl}} = 0.362 \text{ mol HCl}$$

2. Calcule los moles de producto que se pueden formar a partir de cada reactivo, como en el paso II.

$$0.202 \text{ mol } CaCO_3 \times \frac{1 \text{ mol } CaCl_2}{1 \text{ mol } CaCO_3} = 0.202 \text{ mol } CaCl_2$$

$$0.362 \text{ mol HCl} \times \frac{1 \text{ mol } CaCl_2}{2 \text{ mol HCl}} = 0.181 \text{ mol } CaCl_2$$

3. Puesto que el reactivo que forma la *menor* cantidad de moles de producto es el reactivo limitante, el HCl es el reactivo limitante (0.181 mol en comparación con 0.202 mol de $CaCl_2$) y el $CaCO_3$ es el reactivo en exceso. Al utilizar HCl, la cantidad de gramos de $CaCl_2$ que se puede formar es

$$0.181 \text{ mol } CaCl_2 \times \frac{111.1 \text{ g } CaCl_2}{1 \text{ mol } CaCl_2} = 20.1 \text{ g } CaCl_2 \qquad \textit{Respuesta}$$

b. La cantidad de exceso de $CaCO_3$ es igual a 0.202 mol de $CaCO_3$ presente al inicio de la reacción (paso I) *menos* la cantidad que se consume en la reacción entre $CaCO_3$ y el reactivo limitante (HCl). La cantidad que se consume es

$$0.362 \text{ mol HCl} \times \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{2 \text{ mol HCl}} = 0.181 \text{ mol } CaCO_3$$

y la cantidad en exceso es

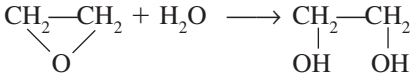
$$0.202 \text{ mol } CaCO_3 - 0.181 \text{ mol } CaCO_3 = 0.021 \text{ mol } CaCO_3 \text{ en exceso} \qquad \textit{Respuesta}$$

c. Por último, podemos calcular el porcentaje de rendimiento a partir del rendimiento teórico y el rendimiento real como

$$\frac{18.3 \text{ g } CaCl_2}{20.1 \text{ g } CaCl_2} \times 100 = 91.0\% \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 10.9

La preparación industrial del etilén glicol, que se utiliza como anticongelante para los automóviles y en la preparación del dacrón, una fibra de poliéster que se basa en la siguiente reacción:



$$C_2H_4O(g) + H_2O(l) \longrightarrow C_2H_6O_2(l)$$

óxido de etileno — etilén glicol

Si se dejan reaccionar 166 g de óxido de etileno con 75.0 g de agua, calcule (a) el rendimiento teórico del etilén glicol en gramos, (b) la cantidad de moles de reactivo en exceso que queda al final de la reacción y (c) el porcentaje de rendimiento si en realidad se obtienen 215 g de etilén glicol.

SOLUCIÓN

a. Podemos calcular las masas molares de las sustancias utilizando las unidades de masa atómica: $C_2H_4O = 44.0$ g, $H_2O = 18.0$ g y $C_2H_6O_2 = 62.0$ g. Ahora, debemos determinar si el óxido de etileno (C_2H_4O) o el agua (H_2O) es el reactivo limitante.

1. Cálculo de los moles que se utilizan de cada uno, como en el paso I.

$$166\ \text{g}\ \cancel{C_2H_4O} \times \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_4O}{44.0\ \text{g}\ \cancel{C_2H_4O}} = 3.7\ \text{mol}\ C_2H_4O$$

$$75.0\ \text{g}\ \cancel{H_2O} \times \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18.0\ \text{g}\ \cancel{H_2O}} = 4.17\ \text{mol}\ H_2O$$

2. Cálculo de los moles de producto que se pueden formar a partir de cada reactivo, como en el paso II.

$$3.77\ \cancel{\text{mol}\ C_2H_4O} \times \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_6O_2}{1\ \cancel{\text{mol}\ C_2H_4O}} = 3.77\ \text{mol}\ C_2H_6O_2$$

$$4.17\ \cancel{\text{mol}\ H_2O} \times \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_6O_2}{1\ \cancel{\text{mol}\ H_2O}} = 4.17\ \text{mol}\ C_2H_6O_2$$

3. El reactivo limitante es el que forma la *menor* cantidad de moles de producto. Por lo tanto, el óxido de etileno (C_2H_4O) es el reactivo limitante (3.77 mol en comparación con 4.17 mol del $C_2H_6O_2$, etilén glicol) y el agua es el reactivo en exceso. Esperábamos esta respuesta debido a que el agua es considerablemente más barata que cualquier sustancia orgánica, como el óxido de etileno, que es un derivado del petróleo. ¡El agua es más barata que el petróleo! Utilizando el óxido de etileno, la cantidad de gramos de etilén glicol que se produce es

$$3.77\ \cancel{\text{mol}\ C_2H_6O_2} \times \frac{62.0\ \text{g}\ C_2H_6O_2}{1\ \cancel{\text{mol}\ C_2H_6O_2}} = 234\ \text{g}\ C_2H_6O_2 \qquad \textit{Respuesta}$$

b. La cantidad de agua en exceso es igual a 4.17 mol de H_2O al inicio de la reacción (véase el paso I) *menos* la cantidad que se consume en la reacción entre el H_2O y el reactivo limitante óxido de etileno. La cantidad que se consume es

$$3.77\ \cancel{\text{mol}\ C_2H_4O} \times \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \cancel{\text{mol}\ C_2H_4O}} = 3.77\ \text{mol}\ H_2O$$

Y la cantidad en exceso es

$$4.17\ \text{mol}\ H_2O - 3.77\ \text{mol}\ H_2O = 0.40\ \text{mol}\ H_2O\ \text{en exceso} \qquad \textit{Respuesta}$$

c. Por último, calculamos el porcentaje de rendimiento a partir del rendimiento teórico y del rendimiento real como sigue

$$\frac{215\ \text{g}\ \cancel{C_2H_6O_2}}{234\ \text{g}\ \cancel{C_2H_6O_2}} \times 100 = 91.9\% \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 10.4

Se deja que una muestra de 16.5 g de óxido de cromo(III) reaccione con 8.20 g de aluminio. Calcule (a) el número de gramos de cromo que se pueden producir, (b) el número de moles de reactivos en exceso que quedan al término de la reacción, y (c) el porcentaje de rendimiento si se obtienen realmente 10.9 g de cromo.

$$Cr_2O_3(s) + 2\ Al(s) \longrightarrow 2\ Cr(s) + Al_2O_3(s)$$

[(a) 11.3 g; (b) 0.086 mol; (c) 96.5%]

Resuelva los problemas del 19 al 22.

10.5 Problemas de estequiometría masa-volumen

Enseguida vamos a ver los problemas estequiométricos masa-volumen. De la misma manera que en los problemas masa-masa, en los problemas masa-volumen no siempre tenemos

que utilizar los pasos I y/o III del método molar para resolución de los problemas de estequiometría. Asimismo, como los problemas masa-masa, los problemas masa-volumen involucran en ocasiones reactivos limitantes. Sin embargo, a diferencia de los problemas masa-masa, en los problemas masa-volumen la *sustancia* conocida *o* desconocida es un *gas*. El dato puede estar dado en unidades de masa y se le pedirá calcular la sustancia desconocida en unidades de volumen (si es un gas) o bien, el dato estará en unidades de volumen (si es un gas) y tendrá que calcular la incógnita en unidades de masa. En cualquier caso, necesita aplicar el volumen molar: 22.4 L por mol de cualquier gas en condiciones TPN [0°C y 760 mm Hg (torr)], que se presentó en la sección 8.3. (Los volúmenes de los gases en condiciones no TPN se explican en el capítulo 11).

Ejemplos masa-volumen y volumen-masa

EJEMPLO 10.10 Calcular el volumen, en litros, del gas oxígeno, medido a 0°C y 760 mm Hg, que se podría obtener al calentar 28.0 g de nitrato de potasio.

$$KNO_3(s) \xrightarrow{\Delta} KNO_2(s) + O_2(g) \qquad \text{(sin balancear)}$$

RESULTADO Primero debemos escribir y balancear la ecuación como sigue:

$$2\ KNO_3(s) \xrightarrow{\Delta} 2\ KNO_2(s) + O_2(g)$$

Después podemos calcular la masa molar de KNO_3 como 101.1 g a partir de las unidades de masa atómica. Las condiciones de 0°C y 760 mm Hg son condiciones TPN. Por tanto, en el paso III debemos utilizar la relación 1 mol de *moléculas* de O_2, que en condiciones TPN, ocupa un volumen de 22.41.

$$\underbrace{28.0\ \text{g}\ \cancel{KNO_3} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol}\ KNO_3}}{101.1\ \cancel{\text{g}\ KNO_3}}}_{\text{Paso I}} \times \underbrace{\frac{1\ \cancel{\text{mol}\ O_2}}{2\ \cancel{\text{mol}\ KNO_3}}}_{\text{Paso II}} \times \underbrace{\frac{22.4\ \text{L}\ O_2\ \text{TPN}}{1\ \cancel{\text{mol}\ O_2}}}_{\text{Paso III}} = 3.10\ \text{L}\ O_2\ \text{TPN} \quad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 10.5
Calcule la cantidad de litros de gas oxígeno (TPN) necesarios para hacerlos reaccionar con 8.95 g de cromo y preparar óxido de cromo(III), un óxido verde que se utiliza como pigmento. La ecuación balanceada de la reacción química es:

$$4\ Cr(s) + 3\ O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2\ Cr_2O_3(s) \qquad \text{(2.89 L)}$$

Resuelva los problemas del 23 al 26.

Ejemplos de moles a volumen y de volumen a moles

EJEMPLO 10.11 Calcule la cantidad de litros de O_2 (en condiciones TPN) que se producen al calentar 0.480 mol de $KClO_3$.

$$KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} KCl(s) + O_2(s) \qquad \text{(sin balancear)}$$

RESULTADO Primero, debemos balancear la ecuación:

$$2\ KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} 2\ KCl(s) + 3\ O_2(s)$$

Las condiciones dadas son TPN; por tanto, debemos utilizar la relación: 1 mol de moléculas de O_2 en condiciones TPN ocupa 22.4 L. (Observe que no necesitamos el paso I).

$$\underbrace{0.480\ \text{mol KClO}_3 \times \frac{3\ \text{mol O}_2}{2\ \text{mol KClO}_3}}_{\text{Paso II}} \times \underbrace{\frac{22.4\ \text{L O}_2\ \text{TPN}}{1\ \text{mol O}_2}}_{\text{Paso III}} = 16.1\ \text{L O}_2\ \text{TPN} \quad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 10.12 Calcule la cantidad de moles de Cu que se producen si se hacen reaccionar 4200 mL de H_2 medidos a 0°C y 76$\overline{0}$ torr, con un exceso de CuO.

$$\text{CuO}(s) + \text{H}_2(g) \xrightarrow{\Delta} \text{Cu}(s) + \text{H}_2\text{O}(l)$$

RESULTADO Las condiciones de 0°C y 76$\overline{0}$ torr son condiciones TPN, por tanto, en el paso I debemos utilizar la relación: 1 mol de gas en condiciones TPN ocupa 22.41. (Observe que no necesitamos el paso III).

$$\underbrace{4200\ \text{mL H}_2\ \text{TPN} \times \frac{1\ \text{L}}{1000\ \text{mL}} \times \frac{1\ \text{mol H}_2\ \text{TPN}}{22.4\ \text{L H}_2\ \text{TPN}}}_{\text{Paso I}} \times \underbrace{\frac{1\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol H}_2\ \text{TPN}}}_{\text{Paso II}} = 0.19\ \text{mol Cu} \quad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 10.6

Calcule la cantidad de litros de gas oxígeno (TPN), necesarios para reaccionar con 0.0650 mol de cromo en la preparación de óxido de cromo(III). La ecuación balanceada de la reacción química es:

$$4\ \text{Cr}(s) + 3\ \text{O}_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2\ \text{Cr}_2\text{O}_3(s) \qquad (1.09\ \text{L})$$

Resuelva los problemas 27 y 28.

Ejemplo de reactivo limitante

EJEMPLO 10.13 Se deja reaccionar una muestra de 28.0 g de zinc con 75.0 g de ácido sulfúrico. (a) ¿Cuántos litros de hidrógeno, medidos a TPN, se producirán? (b) Calcule la cantidad de moles de reactivo en exceso que queda al final de la reacción.

$$\text{Zn}(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \longrightarrow \text{ZnSO}_4(ac) + \text{H}_2(g)$$

RESULTADO

a. Determinación del reactivo limitante. Las masas molares del Zn y del H_2SO_4 son 65.4 g y 98.1 g respectivamente.

1. Cálculo de los moles que se utilizan de cada uno, como en el paso I.

$$28.0\ \text{g Zn} \times \frac{1\ \text{mol Zn}}{65.4\ \text{g Zn}} = 0.428\ \text{mol Zn}$$

$$75.0\ \text{g H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{98.1\ \text{g H}_2\text{SO}_4} = 0.765\ \text{mol H}_2\text{SO}_4$$

(a)

(b)

FIGURA 10.6
Reacción entre el zinc y un ácido: (a) antes de la adición del ácido; (b) después de la adición del ácido con desprendimiento de gas hidrógeno.

2. Cálculo de los moles de producto que se pueden obtener a partir de cada reactivo como en el paso II.

$$0.428 \text{ mol Zn} \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol Zn}} = 0.428 \text{ mol } H_2$$

$$0.765 \text{ mol } H_2SO_4 \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol } H_2SO_4} = 0.765 \text{ mol } H_2$$

3. El reactivo limitante es el que forma la menor cantidad de moles de producto; en este caso es el Zn.

$$0.428 \text{ mol } H_2 \times \frac{22.4 \text{ L } H_2 \text{ TPN}}{1 \text{ mol } H_2} = 9.59 \text{ L } H_2 \text{ TPN} \qquad \textit{Respuesta}$$

b. La cantidad de H_2SO_4 en exceso es igual a 0.765 mol de H_2SO_4 presente en el inicio de la reacción (véase el paso I) *menos* la cantidad que se consume en la reacción entre el H_2SO_4 y el reactivo limitante (Zn). La cantidad que se consume es

$$0.428 \text{ mol Zn} \times \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ mol Zn}} = 0.428 \text{ mol } H_2SO_4$$

y la cantidad en exceso es

$$0.765 \text{ mol } H_2SO_4 - 0.428 \text{ mol } H_2SO_4 = 0.337 \text{ mol } H_2SO_4 \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 10.7

Se hace reaccionar una muestra de 3.5 g de cromo con 1.25 L de gas oxígeno (TPN). (a) ¿Cuántos gramos de óxido de cromo(III) se pueden producir? (b) Calcule la cantidad de moles de reactivo en exceso que quedan al término de la reacción. La ecuación balanceada para la reacción química es:

$$4\,Cr(s) + 3\,O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2\,Cr_2O_3(s)$$

[(a) 5.11 g; (b) 0.0053 mol]

Resuelva los problemas 29 y 30.

10.6 Problemas de estequiometría volumen-volumen

Durante el tiempo en que Dalton desarrollaba su teoría atómica (véase la sección 4.2), el químico y físico francés Joseph Louis Gay Lussac (1778-1850) estudiaba la combinación química de los gases. En sus experimentos encontró que cuando los gases reaccionaban, las proporciones de sus volúmenes eran números enteros pequeños. Esto era cierto siempre y cuando los volúmenes fueran medidos a la misma temperatura y presión. Sus resultados están enunciados en la **ley de los volúmenes de combinación de Gay Lussac:** siempre que reaccionan o se forman gases, sus volúmenes están en relación con números enteros pequeños, puesto que se miden a la misma temperatura y presión. La relación de los volúmenes para esta reacción es directamente proporcional a los valores de los coeficientes de la ecuación balanceada. Éste es el mismo principio que aplicamos en los problemas masa-masa, excepto que ahora utilizamos volúmenes en lugar de moles y *todas las sustancias son gases* y se miden a la *misma temperatura y presión*. Es muy importante que se cumpla la condición de que los gases deben estar a la misma temperatura y presión ya que, como veremos en el capítulo 11, el volúmen que ocupa un gas se ve afectado por los cambios de la temperatura y la presión. Los problemas de estequiometría volumen-volumen se basan en la ley de los volúmenes de combinación de Gay Lussac.

Ley de Gay Lussac de los volúmenes gaseosos de combinación Principio que establece que cuando reaccionan o se forman gases, sus volúmenes están en proporciones de números enteros pequeños, siempre y cuando se midan a la misma temperatura y presión. La proporción de los volúmenes para esta reacción es directamente proporcional a los valores de los coeficientes en la ecuación balanceada.

Por ejemplo, en la reacción:

$$CH_4(g) + 2\,O_2(g) \xrightarrow{\Delta} CO_2(g) + 2\,H_2O(g)$$

todos los compuestos se encuentran en estado gaseoso y a la misma temperatura y presión. Un (1) volumen de gas CH_4 (metano) reacciona con dos (2) volúmenes de gas O_2 para formar un (1) volumen de gas CO_2 y dos (2) volúmenes de vapor de H_2O. Si hubiéramos realizado la medición de estos volúmenes a TPN y suponiendo que *todos* ellos continúan siendo gases en estas condiciones, podríamos decir que un mol (22.4 L) de gas CH_4 reacciona con 2 mol (44.8 L) de O_2 para formar 1 mol (22.4 L) de gas CO_2 y 2 mol (44.81) de vapor de H_2O. Esta relación se ilustra en la figura 10.7.

La resolución de los problemas de estequiometría volumen-volumen es similar y diferente a la disolución de los problemas masa-masa y masa-volumen. Como los primeros tipos de problemas, los problemas volumen-volumen pueden (aunque no siempre) incluir reactivos limitantes. Pero, a diferencia de los problemas masa-masa y masa-volumen, los problemas volumen-volumen nunca utilizan el paso I o III del método molar. Es suficiente el uso del paso II.

Clave del estudio: Observe que la proporción de los *volúmenes* siempre es igual, 1:2:1:2 de CH_4:O_2:CO_2:H_2O, respectivamente.

Ejemplo volumen-volumen

EJEMPLO 10.14 Calcule el volumen de O_2 en litros que se necesita para la combustión completa de 1.50 L de C_2H_6 y el volumen en litros de CO_2 y H_2O que se forman; todos los volúmenes se consideran a 400°C y 760 mm Hg de presión.

$$\underset{\text{etano}}{2\,C_2H_6(g)} + 7\,O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 4\,CO_2(g) + 6\,H_2O(g)$$

RESULTADO Todas estas sustancias son gases cuando se les mide a la misma temperatura y presión, por lo que su volumen está relacionado con su coeficiente en la ecuación balanceada.

$$\underbrace{1.50\ \cancel{L\ C_2H_6} \times \frac{7\ L\ O_2}{2\ \cancel{L\ C_2H_6}}}_{\text{Paso II}} = 5.25\ L\ O_2 \qquad \textit{Respuesta}$$

$$\underbrace{1.50\ \cancel{L\ C_2H_6} \times \frac{4\ L\ CO_2}{2\ \cancel{L\ C_2H_6}}}_{\text{Paso II}} = 3.00\ L\ CO_2 \qquad \textit{Respuesta}$$

$$\underbrace{1.50\ \cancel{L\ C_2H_6} \times \frac{6\ L\ H_2O(g)}{2\ \cancel{L\ C_2H_6}}}_{\text{Paso II}} = 4.50\ L\ H_2O(g) \qquad \textit{Respuesta}$$

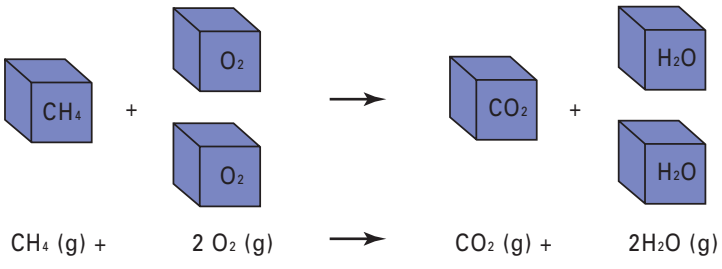


FIGURA 10.7
Ley de los volúmenes de combinación de Gay Lussac: 1 volumen de metano (CH_4) reacciona con 2 volúmenes de combinación de gas oxígeno (O_2) para producir 1 volumen de dióxido de carbono (CO_2) y 2 volúmenes de vapor de agua (H_2O). Todas las sustancias son gases, y los volúmenes se miden a la misma temperatura y presión.

Ejercicio de estudio 10.8
Calcule la cantidad, en litros, de gas dióxido de carbono que se puede producir a partir de 4.85 L de gas oxígeno cuando ambos gases se miden a la misma temperatura y presión.

$$2\ CO(g) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2\ CO_2(g) \qquad (9.70\ L)$$

Resuelva los problemas del 31 al 34.

Ejemplo de reactivo limitante

EJEMPLO 10.15 Se están haciendo pruebas con el alcohol metílico (metanol, CH_3OH) para utilizarlo en automóviles como combustible alternativo a la gasolina. En una preparación comercial de alcohol metílico se realiza la reacción del monóxido de carbono con hidrógeno de 350° a 400°C y 3000 lb/pulg^2 de presión en presencia de óxidos metálicos, tal como una mezcla de óxido de cromo(III) con óxido de zinc.

$$CO(g) + 2\ H_2(g) \xrightarrow[\Delta,\ P]{Cr_2O_3\ -\ ZnO} \underset{\text{alcohol metílico}}{CH_3OH(g)}$$

Si en un recipiente cerrado se dejan reaccionar 60.0 L de CO con 80.0 L de H_2, calcule (a) la cantidad de litros de CH_3OH (g) que se producirán y (b) la cantidad de litros de CO y H_2 que quedarán; todos los volúmenes se consideran a la misma temperatura y presión y se supone que la reacción es completa.

RESULTADO

a. En la primera parte necesitamos determinar el reactivo limitante. Todas estas sustancias son gases a la misma temperatura y presión, por lo que su volumen está relacionado con su coeficiente en la ecuación balanceada; así, podemos calcular directamente el volumen, en litros, de $CH_3OH(g)$ que se produce. Utilizando 60.0 L de CO, tenemos

$$60.0\ \text{L } \cancel{CO(g)} \times \frac{1\ \text{L } CH_3OH(g)}{1\ \text{L } \cancel{CO(g)}} = 60.0\ \text{L } CH_3OH(g)$$

Utilizando 80.0 L de H_2 tenemos:

$$80.0\ \text{L } \cancel{H_2(g)} \times \frac{1\ \text{L } CH_3OH(g)}{2\ \text{L } \cancel{H_2(g)}} = 40.0\ \text{L } CH_3OH(g) \qquad \textit{Respuesta}$$

El reactivo que da la menor cantidad de producto, 40.0 L de $CH_3OH(g)$, es el *reactivo limitante,* en este caso H_2.

b. Si H_2 es el reactivo limitante, entonces CO es el reactivo en exceso. La cantidad de CO en exceso es igual a 60.0 L de CO presente en el inicio de la reacción *menos* la cantidad que se consume al reaccionar con el reactivo limitante (H_2). La cantidad que se consume es

$$80.0\ \text{L } \cancel{H_2(g)} \times \frac{1\ \text{L } CO(g)}{2\ \text{L } \cancel{H_2(g)}} = 40.0\ \text{L CO}$$

y

$$60.0\ \text{L CO} - 40.0\ \text{L CO} = 20.0\ \text{L CO en exceso}$$

$$0\ \text{L de } H_2 \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 10.9
Consideremos la siguiente ecuación balanceada:

$$2\ CO(g) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2\ CO_2(g)$$

(a) Calcule la cantidad, en litros, de gas dióxido de carbono que se puede producir cuando se hacen reaccionar 6.00 L de gas monóxido de carbono con 5.00 L de gas oxígeno. Todos los gases se miden a la misma temperatura y presión. (b) Calcule la cantidad, en litros, de reactivo en exceso que queda al término de la reacción.

[(a) 6.00 L; (b) 2.00 L]

Resuelva los problemas 35 y 36.

10.7 Calor en las reacciones químicas

Además de las relaciones masa-masa, masa-volumen y volumen-volumen que acabamos de describir, las relaciones de energía también son importantes en las reacciones químicas. La energía implicada por lo general se observa en forma de calor y se expresa como el calor de reacción. El **calor de reacción** es el número de calorías o joules de energía calórica que se desprende o se absorbe durante una reacción química, en particular para una cantidad determinada de reactantes y/o productos. En las **reacciones exotérmicas,** el calor se *desprende* (se libera), y en las **reacciones endotérmicas,** la reacción *absorbe* calor. En las reacciones *exotérmicas,* el calor se desprende como un *producto*, mientras que en las reacciones *endotérmicas* el calor se absorbe y sirve como *reactante.*

Calor de reacción Calor (medido en calorías o joules) que se desprende o absorbe durante una reacción química específica para una determinada cantidad de reactivos o productos.

Reacción exotérmica Reacción química en la que se desprende calor del sistema de reacción.

Reacción endotérmica Reacción en la que se absorbe o requiere calor para llevarse a cabo.

Un ejemplo de una reacción exotérmica es la combinación de 2 mol de gas hidrógeno con 1 mol de gas oxígeno, para formar 2 mol de agua (líquida) con el *desprendimiento* de 5.73×10^5 J (1.37×10^5 cal) de calor a 25°C. Así, para esta reacción exotérmica, el calor de reacción es 5.73×10^5 J (1.37×10^5 cal) para la formación de 2 mol de agua líquida o 2.87×10^5 J (6.85×10^4 cal) para 1 mol de agua líquida. Observe que el calor aparece como un *producto* en el lado *derecho* de la ecuación química.

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ H_2O(l) + 5.73 \times 10^5\ J\ (1.37 \times 10^5\ cal)\ a\ 25°C$$

Dos ejemplos comunes de reacciones exotérmicas que usted ya pudo haber descubierto en el laboratorio son la preparación de disoluciones diluidas de ácidos (adicionando ácido sulfúrico concentrado en agua) y de bases (adicionando gránulos de hidróxido de sodio al agua). En ambos casos usted pudo haber notado que el matraz se calienta. También, cuando reacciona el ácido sulfúrico y el hidróxido de sodio en una reacción de neutralización (véase la sección 9.10), se lleva a cabo una reacción exotérmica. El matraz se calienta —se desprende calor.

El acuerdo internacional para el uso de unidades indica que al joule (J) como unidad de energía. Sin embargo, debido al uso tan extendido de la caloría, ésta también se empleará en el texto.
1 cal = 4.184 J

Un ejemplo de reacción endotérmica es la combinación de 1 mol de gas hidrógeno con 1 mol de yodo, para formar 2 mol de yoduro de hidrógeno gaseoso, con la *absorción* de 5.19×10^4 J (1.24×10^4 cal) de energía calórica a 25°C. De esta manera, para este proceso endotérmico, el calor de reacción es de 5.19×10^4 J (1.24×10^4 cal) que se absorbe durante la formación de 2 mol de yoduro de hidrógeno gaseoso, o, 2.60×10^4 J (6.20×10^3 cal) que se absorben para la formación de 1 mol de HI.

$$5.19 \times 10^4\ J\ (1.24 \times 10^4\ cal) + H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\ HI(g)\ a\ 25°C$$

Observe que la energía calórica es un reactivo y aparece a la *izquierda* de la ecuación de reacción. Las $\rightleftharpoons$ que separan los reactivos y los productos indican que esta reacción es reversible. Una **reacción reversible** nunca está completa porque los productos de reacción también reaccionan entre sí para volver a formar el reactivo original. No importa cuánto tiempo espere, siempre quedará algo del material inicial. Trataremos este tipo de reacciones con mayor detalle en el capítulo 17.

Reacción reversible Reacción química que nunca se completa debido a que los productos de la reacción también reaccionan entre sí para volver a formar los reactivos originales. Cuando se termina la reacción hay *tanto* productos como reactivos.

Los procesos endotérmicos pueden ser un poco más sencillos, por ejemplo, cuando se disuelven ciertas sales en agua, se absorbe energía calórica y las soluciones resultantes se enfrían. Ejemplos de este tipo de sales son el yoduro de potasio (KI) y el nitrato de amonio (NH_4NO_3). La figura 10.8 da un ejemplo de una aplicación práctica de estos procesos.

Podemos utilizar esta energía calórica en los cálculos estequiométricos. La cantidad de energía calórica, ya sea exotérmica o endotérmica, está relacionada con los moles de reactivos o productos en la ecuación balanceada. De esta manera, sólo utilizamos el calor de la reacción como utilizamos los moles en el paso II de los tres pasos básicos.

Clave del estudio: No es necesario aplicar calor a un proceso endotérmico. Éste se puede llevar a cabo absorbiendo calor del agua o del aire, lo cual explica por qué el paquete frío de la figura 10.8 se vuelve más frío.

EJEMPLO 10.16

El gas natural (CH_4) se quema en presencia del aire para producir dióxido de carbono, vapor de agua y energía calórica. Calcule el número de kilocalorías de energía calórica que se producen al quemar 25.0 g de gas natural, de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada:

$$CH_4(g) + 2\,O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\,H_2O(g) + 213 \text{ kcal a } 25°C$$

RESULTADO La masa molar de CH_4 es de 16.0 g. La relación entre el metano y el calor de reacción es de 1 mol de CH_4 a 213 kcal. Por tanto, resolvemos el ejemplo utilizando los pasos I y II del método molar.

$$\underbrace{25.0 \text{ g } \cancel{CH_4} \times \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16.0 \text{ g } \cancel{CH_4}}}_{\text{Paso I}} \times \underbrace{\frac{213 \text{ kcal}}{1 \text{ } \cancel{\text{mol } CH_4}}}_{\text{Paso II}} = 333 \text{ kcal} \qquad \textit{Respuesta}$$

FIGURA 10.8
Proceso endotérmico. Cuando se tuerce el paquete, se rompe una membrana interna y ello permite la mezcla de agua con nitrato de amonio (NH_4NO_3). Esta disolución es un proceso endotérmico. A medida que ocurre la disolución, el paquete se enfría.

EJEMPLO 10.17 Calcule el número de gramos de gas hidrógeno que debemos quemar para producir 3.1×10^6 J de energía calórica de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ H_2O(l) + 5.73 \times 10^5\ \text{J a } 25°C$$

RESULTADO

La masa molar del H_2 es 2.0 g. La relación entre el hidrógeno y el calor de reacción es de 2 mol de H_2 a 5.73×10^5 J. Por lo que resolveremos el ejemplo utilizando los pasos II y III del método molar:

$$\underbrace{3.1 \times 10^6\ \text{J} \times \frac{2\ \text{mol H}_2}{5.73 \times 10^5\ \text{J}}}_{\text{paso II}} \times \underbrace{\frac{2.0\ \text{g H}_2}{1\ \text{mol H}_2}}_{\text{Paso III}} = 22\ \text{g H}_2 \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 10.10

Calcule el número de kilojoules de calor que se producen al quemar 8.75 g de monóxido de carbono de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada:

$$2\ CO(g) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2\ CO_2(g) + 566\ \text{kJ} \qquad (88.4\ \text{kJ})$$

Resuelva los problemas del 37 al 39.

Resumen

La *estequiometría* es la medición de las cantidades relativas de reactivos y productos en una reacción química. Antes de que podamos realizar cálculos estequiométricos debemos tener una *ecuación química balanceada.* En la ecuación química balanceada los coeficientes describen las relaciones molares que hay entre los reactivos y los productos (sección 10.1).

Para resolver los problemas estequiométricos utilizamos el *método molar* basado en tres pasos y el método del *análisis dimensional* (sección 10.2). Los problemas estequiométricos los dividimos en tres tipos básicos: problemas masa-masa, problemas masa-volumen y problemas volumen-volumen (sección 10.3).

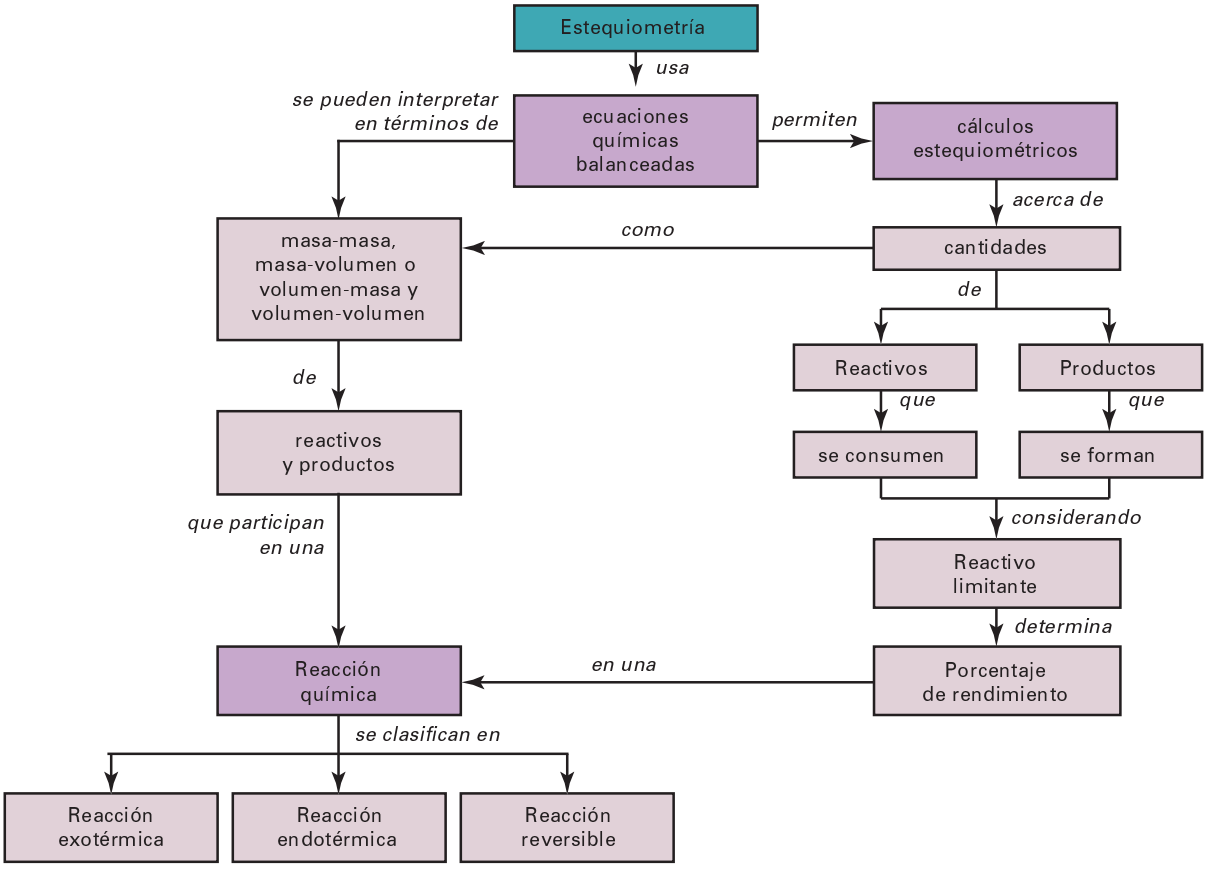
Los problemas que relacionan las masas de los reactantes y de los productos (problemas masa-masa) incluyen los problemas sobre el *reactivo limitante*, en los cuales surgen aspectos de *rendimiento teórico, rendimiento real* y *porcentaje de rendimiento.* Los problemas de reactivo limitante incluyen situaciones en las que una sustancia se "agota" y otra es el "sobrante" cuando se termina la reacción. El rendimiento teórico es la cantidad de producto que se obtiene cuando se supone que todo el reactivo limitante forma los productos y que no se pierde nada del producto. El rendimiento real toma en cuenta los efectos del mundo real que producen resultados algo diferentes. El porcentaje de rendimiento es el porcentaje del rendimiento teórico dividido entre el rendimiento realmente obtenido (sección 10.4).

En los problemas masa-volumen, uno de los reactivos o productos es un gas. Estos problemas relacionan la masa de un reactivo o producto con el volumen de otro reactivo o producto. Los reactivos limitantes son un factor en muchos de los problemas masa-volumen (sección 10.5).

De la misma manera, los problemas volumen-volumen relacionan los volúmenes de los reactivos o productos entre sí. En estos problemas, los coeficientes de la ecuación balanceada describen las relaciones de volumen entre los reactivos y productos gaseosos para los *gases que se miden a la misma temperatura y presión*. Los reactivos limitantes también son un factor en muchos de los problemas volumen-volumen (sección 10.6).

El *calor de reacción* es la cantidad de energía que participa en una reacción química. En las reacciones *exotérmicas* se libera energía calórica a medida que se forman los productos, mientras que en las reacciones *endotérmicas*, se absorbe energía calórica a medida que la reacción progresa. La cantidad de calor que participa en una reacción puede estar relacionada con las cantidades de reactivos que se consumen o de productos que se forman (sección 10.7).

Diagrama temático



Ejercicios

1. Defina o explique los siguientes términos (el número entre paréntesis se refiere a la sección del texto donde se menciona el término):

a. estequiometría (Introducción)

b. reactivo limitante (10.4)

c. reactivo en exceso (10.4)

d. rendimiento teórico (10.4)

e. rendimiento real (10.4)

f. porcentaje de rendimiento (10.4)

g. ley de los volúmenes de combinación de Gay Lussac (10.6)

h. calor de reacción (10.7)

i. reacción exotérmica (10.7)

j. reacción endotérmica (10.7)

k. reacción reversible (10.7)

2. Diga cuál es la diferencia entre:

a. rendimiento teórico y rendimiento real

b. reactivo limitante y reactivo en exceso

c. reacción exotérmica y reacción endotérmica

✓ Problemas

(*Sugerencias:* Verifique cada ecuación para asegurarse de que está balanceada; si no lo está, balancéela. Para las preguntas en las que no se proporciona una ecuación, trate de escribirla y repase las secciones 9.8, 9.9 y 9.10).

Problemas de estequiometría masa-masa (véase la sección 10.4)

Problemas masa-masa

3. Calcule el número de gramos de cloruro de zinc que se preparan a partir de 26.5 g de zinc.

$$Zn(s) + 2\,HCl(ac) \longrightarrow ZnCl_2(ac) + H_2(g)$$

4. Calcule el número de gramos de hidrógeno que se producen a partir de 5.40 g de aluminio.

$$2\,Al(s) + 6\,NaOH(ac) \longrightarrow 2\,Na_3AlO_3(ac) + 3\,H_2(g)$$

5. ¿Cuántos gramos de cloruro de plata se pueden preparar a partir de 6.20 g de nitrato de plata?

$$AgNO_3(ac) + NaCl(ac) \longrightarrow AgCl(s) + NaNO_3(ac)$$

6. ¿Cuántos kilogramos de óxido de hierro(III) se pueden obtener calcinando 865 g de sulfuro de hierro(II) con gas de oxígeno en exceso?

$$4\,FeS(s) + 7\,O_2(g) \longrightarrow 2\,Fe_2O_3(s) + 4\,SO_2(g)$$

7. El hidróxido de sodio (5.00 g) se neutraliza con ácido sulfúrico. ¿Cuántos gramos de sulfato de sodio pueden formarse?

$$2\,NaOH(ac) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow Na_2SO_4(ac) + 2\,H_2O(l)$$

8. ¿Cuántos kilogramos de sulfuro de hidrógeno pueden prepararse al tratar 625 g de sulfuro de hierro(II) con un exceso de ácido clorhídrico?

$$FeS(s) + HCl(ac) \longrightarrow FeCl_2(ac) + H_2S(g) \text{ (sin balancear)}$$

9. Calcule el número de gramos de nitrato de potasio necesario para producir 2.10 g de oxígeno.

$$KNO_3(s) \xrightarrow{\Delta} KNO_2(s) + O_2(g) \text{ (sin balancear)}$$

10. Calcule la cantidad de gramos de oxígeno que se puede preparar al calentar 3.50 g de clorato de potasio.

$$KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} KCl(s) + O_2(g) \text{ (sin balancear)}$$

Problemas masa-moles y moles-masa

11. Calcule el número de moles de sulfato de bario que pueden prepararse a partir de 42.0 g de cloruro de bario.

$$BaCl_2(ac) + Na_2SO_4(ac) \longrightarrow BaSO_4(s) + 2\,NaCl(ac)$$

12. Calcule el número de moles de cloruro de calcio necesarios para preparar 67.0 g de fosfato de calcio.

$$3\,CaCl_2(ac) + 2\,Na_3PO_4(ac) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2(s) + 6\,NaCl(ac)$$

13. Calcule el número de gramos de dióxido de carbono que se pueden producir a partir de la combustión de 1.25 mol de propano (C_3H_8).

$$C_3H_8(g) + 5\,O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 3\,CO_2(g) + 4\,H_2O(g)$$

14. Calcule el número de gramos de agua que pueden obtenerse a partir de la combustión de 0.650 mol de etano (C_2H_6).

$$C_2H_6(g) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} CO_2(g) + H_2O(g) \text{ (sin balancear)}$$

Problemas moles-moles

15. Se deja reaccionar cloruro de sodio (0.325 mol) con ácido sulfúrico en exceso. ¿Cuántas moles de cloruro de hidrógeno pueden formarse?

$$2\,NaCl(ac) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow Na_2SO_4(ac) + 2\,HCl(g)$$

16. Si se dejan reaccionar 0.350 mol de nitrato de bario con ácido sulfúrico en exceso, ¿cuántas moles de fosfato de bario se formarán?

$$3\,Ba(NO_3)_2(ac) + 2\,H_3PO_4(ac) \longrightarrow Ba_3(PO_4)_2(s) + 6\,HNO_3(ac)$$

17. ¿Cuántas moles de moléculas de hidrógeno pueden formarse al reaccionar 2.10 mol de átomos de sodio con agua?

$$2\,Na(s) + 2\,H_2O(l) \longrightarrow 2\,NaOH(ac) + H_2(g)$$

18. ¿Cuántas moles de HI se necesitan para producir 0.250 mol de yodo según la siguiente ecuación balanceada?

$$10\,HI(ac) + 2\,KMnO_4(ac) + 3\,H_2SO_4(ac) \longrightarrow 5\,I_2(s) + MnSO_4(ac) + K_2SO_4(ac) + 8\,H_2O(l)$$

Problemas de reactivo limitante

19. Una muestra de 36.0 g de hidróxido de calcio se deja reaccionar con una muestra de 40.5 g de ácido fosfórico.

a. ¿Cuántos gramos de fosfato de calcio pueden producirse?

b. Si en realidad se obtienen 45.2 g de fosfato de calcio, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento?

$$3\,Ca(OH)_2(s) + 2\,H_3PO_4(ac) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2(s) + 6\,H_2O(l)$$

20. Se trata el sulfuro de cobre(II) (0.600 mol) con 1.40 mol de ácido nítrico.

a. ¿Cuántas moles de nitrato de cobre(II) pueden producirse?

b. Si en realidad se obtiene 0.500 mol de nitrato de cobre(II), ¿cuál es el porcentaje de rendimiento?

c. Calcule la cantidad de moles de reactivo en exceso que quedan al final de la reacción.

$$3\ CuS(s) + 8\ HNO_3(ac) \longrightarrow 3\ Cu(NO_3)_2(ac) + 3\ S(s) + 2\ NO(g) + 4\ H_2O(l)$$

21. Se trata una muestra de 1.4 g de magnesio con 8.1 g de ácido sulfúrico.

a. ¿Cuántos gramos de hidrógeno pueden producirse?

b. Si en realidad se obtiene 0.060 g de hidrógeno, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento?

c. Calcule la cantidad de moles de reactivo en exceso que quedan al final de la reacción.

$$Mg(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow MgSO_4(ac) + H_2(g)$$

22. Se trata el hidróxido de hierro(II) (0.320 mol) con 0.250 mol de ácido fosfórico.

a. ¿Cuántos gramos de fosfato de hierro(II) pueden producirse?

b. Si en realidad se obtienen 34.0 g de fosfato de hierro(II), ¿cuál es el porcentaje de rendimiento?

c. Calcule la cantidad de moles de reactivo en exceso que quedan al final de la reacción. (Véase la sección 9.10 sobre cómo complementar y balancear esta ecuación).

Problemas estequimétricos masa-volumen (véase la sección 10.5)

Problemas masa-volumen y volumen-masa

23. ¿Cuántos litros de sulfuro de hidrógeno medidos a TPN pueden producirse a partir de 4.00 g de sulfuro de hierro(II)?

$$FeS(s) + 2\ HCl(ac) \longrightarrow FeCl_2(ac) + H_2S(g)$$

24. Calcule el número de litros de gas hidrógeno a TPN que pueden producirse al hacer reaccionar 5.40 g de magnesio con ácido clorhídrico en exceso.

$$Mg(s) + 2\ HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g)$$

25. ¿Cuántos litros de oxígeno medidos a TPN pueden obtenerse por calentamiento de 0.700 g de clorato de potasio?

$$KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} KCl(s) + O_2(g)\ \text{(sin balancear)}$$

26. Calcule el número de gramos de nitruro de magnesio que se necesitan para producir 2.45 L de gas amoniaco a TPN. ¿Cuántas moles de hidróxido de magnesio pueden formarse?

$$Mg_3N_2(s) + 6\ H_2O(l) \longrightarrow 3\ Mg(OH)_2(ac) + 2\ NH_3(g)$$

Problemas moles-volumen y volumen-moles

27. Calcule el número de litros de hidrógeno, medidos a TPN, que pueden producirse a partir de la reacción de 0.275 mol de aluminio de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada:

$$Al(s) + NaOH(ac) + H_2O(l) \longrightarrow NaAlO_2 + H_2(g) \text{ (sin balancear)}$$

28. ¿Cuántas moles de clorato de potasio pueden producirse a partir de 1.65 L de gas cloro a TPN?

$$[3\ Cl_2(g) + 6\ KOH(ac) \longrightarrow 5\ KCl(ac) + KClO_3(ac) + 3\ H_2O(l)]$$

Problemas de reactivo limitante

29. Se deja reaccionar una muestra de 46.0 g de hierro con 66.0 g de ácido sulfúrico.

a. ¿Cuántos litros de hidrógeno medidos a TPN pueden producirse?

b. Calcule el número de moles de reactivo en exceso que quedan al término de la reacción.

La ecuación balanceada de la reacción química es:

$$Fe(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow FeSO_4(ac) + H_2(g)$$

30. Se trata una muestra de 68.0 g de nitrato de bismuto(III) con 8.00 L de sulfuro de hidrógeno en condiciones TPN.

a. ¿Cuántos gramos de sulfuro de bismuto(III) pueden producirse?

b. Calcule el número de moles de reactivo en exceso que quedan al final de la reacción. (Véase la sección 9.9 acerca de cómo complementar y balancear esta ecuación).

Problemas estequiométricos volumen-volumen (véase la sección 10.6)

Problemas volumen a volumen

31. Calcule el número de litros de gas nitrógeno que reaccionarán durante la producción de 3.50 L de amoniaco gaseoso; ambos gases se miden a la misma temperatura y presión.

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \longrightarrow 2\ NH_3(g)$$

32. Calcule el número de litros de gas amoniaco medidos a TPN que pueden formarse a partir de 6.00 L de hidrógeno (medido a TPN). (Véase el problema 31 para la ecuación química balanceada).

33. Calcule el número de litros de dióxido de nitrógeno gaseoso medido a TPN que pueden prepararse a partir de 4.25 L de monóxido de nitrógeno gaseoso medidos a TPN.

$$NO(g) + O_2(g) \longrightarrow NO_2(g) \text{ (sin balancear)}$$

34. Calcule el número de litros de oxígeno gaseoso necesarios para preparar 5.25 L de dióxido de nitrógeno gaseoso, de acuerdo con la ecuación de la reacción química sin balancear que se encuentra en el problema 33; ambos gases se miden a la misma temperatura y presión.

Problemas de reactivo limitante

35. Si se hacen reaccionar 4.25 L de gas oxígeno con 3.10 L de gas monóxido de nitrógeno para formar dióxido de nitrógeno gaseoso, calcule:

a. La cantidad de litros de dióxido de nitrógeno que puede producirse.

b. El número de litros de reactivo en exceso que permanecerán al final de la reacción. Todos los gases se miden a la misma temperatura y presión. (Véase el problema 33 para la ecuación).

36. Considere la siguiente ecuación sin balancear:

$$CO(g) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} CO_2(g) \text{ (sin balancear)}$$

a. Calcule el número de litros de gas dióxido de carbono que se producen si se hace reaccionar 8.25 L de gas monóxido de carbono con 4.25 L de gas oxígeno. Todos los gases se miden a la misma temperatura y presión.

b. Calcule el número de litros de reactivo en exceso que quedan al final de la reacción.

Calores en las reacciones químicas (véase la sección 10.7)

37. Considere la siguiente ecuación balanceada de la reacción:

$$H_2(g) + F_2(g) \longrightarrow H_2F_2(g) + 1.284 \times 10^5 \text{ cal}$$

a. ¿Es exotérmica o endotérmica la reacción?

b. Calcule la cantidad de kilocalorías de energía calórica que se producen al reaccionar 3.70 g de gas flúor con suficiente gas hidrógeno.

38. Considere la siguiente ecuación balanceada de la reacción:

$$11.0 \text{ kcal} + O_2(g) + 2\,F_2(g) \longrightarrow 2\,OF_2(g)$$

a. ¿Es exotérmica o endotérmica la reacción?

b. Calcule el número de gramos de gas flúor necesarios para la reacción con 1.80 kcal de energía calórica y suficiente gas oxígeno.

39. Considere la siguiente ecuación balanceada de la reacción:

$$C(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} CO_2(g) + 394 \text{ kJ}$$

a. ¿Es exotérmica o endotérmica la reacción?

b. Calcule el número de kilojoules de energía calórica que se producen al reaccionar 13.2 g de carbono con suficiente gas oxígeno.

Problemas generales

40. El gas metano (CH_4) se quema en presencia del oxígeno para producir gas de dióxido de carbono y vapor de agua.

a. Escriba la ecuación química balanceada para esta reacción.

b. Calcule el número de moles de átomos de hidrógeno en 9.00 g de metano.

c. Calcule el número de moles de oxígeno que se necesitan para quemar por completo 6.25 mol de metano.

d. Calcule el número de gramos de oxígeno que se necesitan para quemar por completo 8.00 g de metano.

e. Calcule el número de litros de gas dióxido de carbono a TPN que pueden producirse a partir de 12.0 g de metano.

f. Calcule el número de litros de gas oxígeno que se necesitan para producir 5.60 L de gas de dióxido de carbono, ambos gases se miden a la misma temperatura y presión.

g. Calcule el número de gramos de dióxido de carbono que pueden producirse a partir de 13.2 g de metano.

h. Calcule el porcentaje de rendimiento si en realidad se obtienen 31.3 g de dióxido de carbono; véase la parte (g).

41. Una muestra de 30.0 g de hierro se disuelve en ácido clorhídrico concentrado (densidad relativa 1.18 y 35% en masa de HCl). ¿Cuántos mililitros de ácido clorhídrico concentrado se necesitan para disolver el hierro?

$$Fe(s) + 2\,HCl(ac) \longrightarrow FeCl_2(ac) + H_2(g)$$

Sugerencia: 35% en masa de HCl quiere decir que hay 35.0 g de HCl puro en $10\overline{0}$ g de ácido clorhídrico concentrado.

42. Una muestra de 47.1 g de cobre se disuelve en ácido nítrico concentrado (densidad relativa 1.42 y 68.0% en masa de HNO_3). ¿Cuántos mililitros de ácido nítrico se necesitan para disolver el cobre?

$$Cu(s) + 4\,HNO_3(ac) \longrightarrow Cu(NO_3)_2(ac) + 2\,NO_2(g) + 2\,H_2O(l)$$

Sugerencia: 68% en masa de HNO_3 significa que hay 68.0 g de HNO_3 puro en $10\overline{0}$ g de ácido nítrico concentrado.

43. Si se deja reaccionar 1.5 g de cadmio con 4.9 mL de ácido clorhídrico al 20% (gravedad específica 1.10), ¿cuántos gramos de hidrógeno pueden producirse? Si en realidad se obtiene 0.020 g de hidrógeno, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento? (Véase la sección 9.8 acerca de cómo complementar y balancear esta ecuación).

44. Se deja reaccionar una muestra de 0.10 mol de hierro con 180 mL de ácido clorhídrico al 5.0% (densidad relativa 1.02; véase la sección 2.9).

$$Fe(s) + 2\,HCl(ac) \longrightarrow FeCl_2(ac) + H_2(g)$$

a. ¿Cuántos gramos de hidrógeno pueden producirse?

b. Si en realidad se obtiene 0.18 g de hidrógeno, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento?

Sugerencia: Una disolución de ácido clorhídrico al 5.0% quiere decir que hay 5.0 g de HCl puro en $1\overline{00}$ g de disolución.

45. Uno de los componentes de la mezcla de combustible en el módulo lunar *Apolo* participaba en la reacción entre la hidracina, $N_2H_4(l)$, y el tetróxido de dinitrógeno, $N_2O_4(g)$. La ecuación balanceada de esta reacción es:

$$2\,N_2H_4(l) + N_2O_4(g) \longrightarrow 3\,N_2(g) + 4\,H_2O(g)$$

¿Qué volumen de gas nitrógeno, medido a TPN, resultaría de la reacción entre $15\overline{00}$ kg de hidracina y $1\overline{000}$ kg de tetróxido de dinitrógeno?

✓ Cuestionario del capítulo 10

ELEMENTO	UNIDADES DE MASA ATÓMICA (uma)
C	12.0
O	16.0
H	1.0

1. Calcule la cantidad de moles de ácido clorhídrico que se necesitan para producir 6.20 g de gas de dióxido de carbono de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada de la reacción.

$$CaCO_3(s) + 2\,HCl(ac) \longrightarrow CaCl_2(ac) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

2. Calcule la cantidad de litros de dióxido de carbono que se producen a TPN si se hace reaccionar 0.510 mol de ácido nítrico con carbonato de potasio de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada de la reacción.

$$K_2CO_2(ac) + 2\,HNO_3(ac) \longrightarrow 2\,KNO_3(ac) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

3. Calcule la cantidad de kilocalorías de energía calórica que se producen al quemar 14.0 g de metano (CH_4) de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada.

$$CH_4(g) + 2\,O_2(g) \xrightarrow{\Delta} CO_2(g) + 2\,H_2O(g) + 213\text{ kcal}\ \ (\text{a } 25^\circ C)$$

4. Considere la siguiente ecuación balanceada.

$$CH_4(g) + 2\,O_2(g) \xrightarrow{\Delta} CO_2(g) + 2\,H_2O(g)$$

a. Si se hacen reaccionar 28.6 g de CH_4 con 57.6 g de O_2, calcule la cantidad de gramos de CO_2 que se producen.

b. Si en realidad se obtienen 32.1 g de CO_2, calcule el porcentaje de rendimiento.

c. Calcule la cantidad de moles de reactivo en exceso que quedan al final de la reacción.

Cromo
(Símbolo: Cr)

El elemento CROMO: esmeraldas, rubíes y autobuses escolares

El cromado protege y embellece algunos de los accesorios de su auto.

Nombre: El nombre deriva de la palabra griega *chroma*, que significa "color". Este elemento fue aislado por primera vez de su mineral *crocita* (plomo rojo siberiano), $PbCrO_4 \cdot PbO$, por el químico francés Vauquelin. La mayor parte de los compuestos de cromo exhiben colores brillantes.

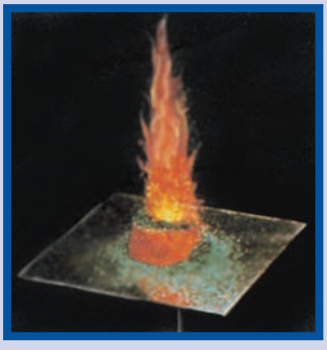
Apariencia: El cromo es un metal gris muy brillante.

Abundancia: El único mineral común del cual se extrae el cromo es la *cromita* $FeCr_2O_4$, una mezcla de óxido de hierro(II) y óxido de cromo(III) (Cr_2O_3). Los iones de cromo(III) son esenciales para la vida humana, pero los iones de cromo(VI) son tóxicos y pueden producir cáncer.

Origen: La mayor parte del cromo se obtiene mediante procesos industriales que tratan el óxido de cromo(III) (Cr_2O_3) con aluminio o silicio:

$$Cr_2O_3 + 2\ Al \longrightarrow 2\ Cr + Al_2O_3$$

$$2\ Cr_2O_3 + 3\ Si \longrightarrow 4\ Cr + 3\ SiO_2$$



El calentamiento del dicromato de amonio se asemeja a un volcán. Los productos son óxido de cromo(III), nitrógeno y vapor de agua. Trate de escribir y balancear la ecuación química.

Usos comunes: Hasta ahora los usos más importantes del cromo tienen lugar en la preparación de las aleaciones de acero. La adición de cromo al acero con hierro vuelve el acero mucho más resistente a la corrosión y a la abrasión. Los aceros con cromo-níquel se conocen como acero inoxidable. Las aleaciones de níquel-cromo se utilizan como elementos de calentamiento en resistencias.

Otro uso común del cromo es en la electrodepositación de una capa delgada de metal cromo sobre otros metales, particularmente el acero. Este proceso no sólo favorece la resistencia a la corrosión y el desgaste del metal sino también le da buena apariencia. El cromado se utiliza extensamente en la fabricación de accesorios para autos y bicicletas, herramientas y accesorios para muebles y gabinetes.

Los compuestos que contienen cromo son útiles en el proceso de curtido de pieles [$Cr_2(SO_4)_3$] y como pigmentos para cerámica y tela. Los principales pigmentos de cromo incluyen el cromato de plomo amarillo ($PbCrO_4$), sal doble de cromato y óxido de plomo ($PbCrO_4 \cdot PbO$), y el óxido crómico verde (Cr_2O_3).

Acontecimientos raros: El color de las esmeraldas (verde) y el de los rubíes (rojo) son el resultado de la sustitución de un número pequeño de iones Cr^{3+} en lugar de iones Al^{3+} en minerales comunes. Se obtiene una piedra preciosa. El color de los autobuses escolares en Estados Unidos es amarillo cromo, y las líneas amarillas que se pintan sobre las avenidas contiene silicocromato de plomo ($PbCrO_4 \cdot SiO_2$) un pigmento resistente al desgaste.

Química sustentable y CTS

Contaminación y calidad del aire

La contaminación del aire es uno de los problemas ambientales más importantes, y es producto de las actividades del hombre. Entre las causas principales están las actividades industriales, comerciales, domésticas y agropecuarias.

La combustión, como proceso químico utilizado para obtener calor, generar energía eléctrica o movimiento, es el que genera más contaminantes. Otras actividades industriales, como la fundición y la producción de sustancias químicas, pueden causar deterioro en la calidad del aire si se realizan sin algún control.

El aire puro es una mezcla gaseosa constituida por 78% de nitrógeno, 21% de oxígeno y el 1% restante lo constituye el argón, vapor de agua, dióxido de carbono y ozono. Entendemos por contaminación atmosférica cualquier cambio en la proporción de estos componentes, lo cual altera las propiedades físicas y químicas del aire.

A nivel nacional, la contaminación atmosférica se limita a las zonas de alta densidad demográfica o industrial. Las emisiones anuales de contaminantes en el país son superiores a 16 millones de toneladas, de las cuales el 65% es de origen vehicular (de los automóviles).

Todos hemos oído mencionar, pero pocos conocemos el llamado "Índice metropolitano de la calidad del aire (IMECA)" es un mecanismo para informar a la población acerca de los niveles que alcanzan los principales contaminantes en nuestra ciudad. La escala del IMECA es arbitraria, y asigna valores a la calidad del aire, los cuales van de 0 a 500 puntos, dependiendo del grado de contaminación. Dicho índice se estableció después de analizar las concentraciones mínimas y máximas en las que los contaminantes resultan nocivos para la salud.

La escala del IMECA es un tanto subjetiva, ya que no todas las personas reaccionan igual ante los distintos contaminantes, puesto que los grados de afectación también varían.

CALIDAD DEL AIRE	IMECA	EFECTOS
Satisfactoria	0-100	Situación favorable para la realización de todo tipo de actividades físcas.
No satisfactoria	101-200	Aumento de molestias en personas sensibles.
Mala	201-300	Molestias e intolerancia relativa al ejercicio en personas con padecimientos respiratorios y cardiovasculares.
Muy mala	301-500	Aparición de diversos síntomas e intolerancia al ejercicio en la población sana.

CONTAMINANTE	CARACTERÍSTICAS	CRITERIOS PARA EVALUAR LA CALIDAD DEL AIRE	FUENTES PRINCIPALES	EFECTOS EN LA SALUD
Ozono, O_3	Gas incoloro producido en presencia de luz solar	216 $\mu g/m^3$ (0.11 ppm), equivalentes a 100 puntos IMECA	Reacciones atmosféricas de hidrocarburos y óxidos de nitrógeno bajo la influencia de la luz solar	Irrita los ojos y el tracto respiratorio
Dióxido de azufre, SO_2	Gas incoloro con olor picante que al oxidarse y reaccionar con el agua forma ácido sulfúrico, principal componente de la lluvia ácida	0.13 ppm en 24 horas, equivalentes a 100 puntos IMECA	Combustión de carbón, diesel, combustóleo y gasolina con azufre, procesos industriales y erupciones	Irrita los ojos y el tracto respiratorio, reduce funciones pulmonares
Monóxido de carbono, CO	Gas incoloro e inodoro que se combina con la hemoglobina formando carboxihemoglobina que es letal	Un promedio de 11 ppm en 8 horas, equivalentes a 100 puntos IMECA	Combustión incompleta de hidrocarburos, gasolina, diesel	Dolor de cabeza, fatiga, somnolencia, fallo respiratorio y muerte
Dióxido de nitrógeno, NO_2	Gas café rojizo de olor picante	Máximo de 395 $\mu g/m^3$ (0.21 PPM) equivalentes a 100 puntos IMECA	Combustión a altas temperaturas en industrias y vehículos, tormentas eléctricas	Irrita los pulmones, agrava las enfermedades respiratorias y cardiovasculares
Partículas suspendidas	Partículas menores a 10 micras como polvo, cenizas, hollín, cemento o polen	150 $\mu g/m^3$ en un promedio de 24 horas equivalentes a 100 puntos IMECA	Procesos industriales, incendios, erosión y erupciones volcánicas	Irritación en las vías respiratorias
Plomo, Pb	Metal que puede presentarse en forma de vapor, aerosol o polvo	1.5 $\mu g/m^3$ durante tres meses	Combustión de la gasolina con plomo, y procesos industriales	Se acumula en los órganos del cuerpo, causa anemia, lesiones en riñones y el sistema nervioso

La concentración de los contaminantes en el aire se reporta en partes por millón (ppm) que equivale a mg/L o en partes por billón (ppb) que equivale a $\mu g/L$

Explícalo tú

Objetivo: Inducir en forma cualitativa el concepto de reactivo limitante

- En una serie de cinco tubos de ensayo, en los que se colocan diferentes volúmenes de nitrato de potasio(II) 0.1 M, se agrega el mismo volumen de yoduro de potasio 0.1 M. a cada tubo de ensayo (se sugiere utilizar entre 1 y 5 mL del reactivo que varía y 5 mL del que permanece constante).
- Espera unos minutos para que se *sedimenten* completamente los precipitados que se forman.
- Mide la altura de los precipitados con una regla.

Reflexiones para trabajar en forma grupal

- ¿Qué variaciones se presentan en las medidas?
- ¿Cuál es el *reactivo que está en exceso?*
- *¿Cuál está en menor cantidad?*

Opcional: *Se pueden representar* en una gráfica, las alturas de los precipitados obtenidos contra los mL del reactivo cuyo volumen se estuvo variando.

Interpretar la forma de la gráfica obtenida.

Precaución:

Tanto el cromato de potasio como el nitrato de plomo son sustancias tóxicas, por lo que al terminar el experimento debes depositarlas en los frascos de desechos correspondientes.

Capítulo 11

Gases

Globos aerostáticos. El globo aerostático asciende gracias al aire que contiene, el cual es calentado por medio de un quemador de gas propano. La densidad del aire caliente es menor que la del aire que lo rodea.

Objetivos del capítulo 11

1. Identificar las seis características generales de los gases y su relación con la energía cinética (sección 11.1).
2. Identificar las diferentes unidades para medir la presión de los gases (sección 11.2).
3. Resolver problemas de gases relacionados con volumen y presión a temperatura constante (ley de Boyle) (sección 11.3).
4. Resolver problemas de gases relacionados con volumen y temperatura a presión constante (ley de Charles) (sección 11.4).
5. Resolver problemas de gases relacionados con presión y temperatura a volumen constante (ley de Gay Lussac) (sección 11.5).
6. Resolver problemas de gases relacionados con volumen, temperatura y presión (leyes de los gases combinados) (sección 11.6).
7. Resolver problemas de gases en los que se incluyen mezclas de gases (ley de las presiones parciales de Dalton) (sección 11.7).
8. Resolver problemas de gases relacionados con presión, volumen, cantidad y temperatura (ecuación del gas ideal) (sección 11.8).
9. Resolver problemas de gases relacionados con masa molecular y masa molar, densidad y estequiometría, utilizando las leyes de los gases (sección 11.9).

Cuenta regresiva

Elemento	Unidades de masa atómica (uma)
O	16.0
Cu	63.5
S	32.1

5. Convierta las siguientes temperaturas a kelvin (K) (sección 2.8, Conversiones de temperatura).
a. 20°C (293 K) **b.** −35°C (238 K)

4. Calcule la masa molecular y la masa molar de un gas si 2.30 L medidos a TPN tienen una masa de 3.29 g (sección 8.3, Masa molecular y masa molar).
(32.0 uma, 32.0 g)

3. Calcule la densidad del gas oxígeno a TPN (sección 6.5, Más acerca de los enlaces covalentes, y la sección 8.3, Densidad).
(1.43 g/L)

2. El sulfuro de cobre(I) sólido reacciona con gas oxígeno en exceso y se calienta para producir el metal cobre y dióxido de azufre gaseoso.
a. Escriba la ecuación química balanceada de esta reacción (secciones 7.2, 7.3, Metales con cargas iónicas variables, secciones 9.3 y 9.4).
b. Calcule el volumen, en litros a TPN, del gas dióxido de azufre que se produce a partir de 0.565 mol de sulfuro de cobre(I) y gas oxígeno en exceso (sección 10.5, Problemas masa-volumen y volumen-masa).
[**a.** $Cu_2S(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2\,Cu(s) + SO_2(g)$
b. 12.7 L]

1. Se hace reaccionar óxido de cobre(I) sólido con carbono sólido en exceso y se calientan para producir cobre metálico y dióxido de carbono gaseoso.
a. Escriba una ecuación química balanceada de esta reacción (secciones 7.2, 7.3, Metales con carga iónica variable, Secciones 9.3 y 9.4).
b. Calcule la masa, en gramos, de cobre metálico que se forma cuando se liberan 3.15 L a TPN de gas dióxido de carbono, a partir de la reacción de óxido de cobre(I) con carbono (sección 10.5, Problemas masa-volumen y volumen-masa).
[**a.** $2Cu_2O(s) + C(s) \xrightarrow{\Delta} 4\,Cu(s) + CO_2(g)$
b. 35.7 g]

Respire profundamente. Usted ha inhalado una mezcla de gases —con seguridad el vigorizante gas oxígeno, pero también nitrógeno, dióxido de carbono y trazas de argón, neón, helio, metano (CH_4), monóxido de carbono y vapor de agua.

En el capítulo 3, hemos señalado que los gases son uno de los tres estados de la materia. En los capítulos anteriores aprendimos a escribir las fórmulas de los diversos gases y a balancear las ecuaciones en las que se incluyen estos gases. Sin embargo, hasta ahora hemos tratado estos gases en un estado fijo —suponiendo temperatura y presión constantes. En la vida real, por supuesto, la temperatura y la presión cambian con frecuencia. La investigación durante los últimos tres siglos ha permitido a los químicos formular una serie de leyes en relación con los gases y su respuesta a estos cambios. En este capítulo veremos estas leyes y su significado.

11.1 Características de los gases ideales de acuerdo con la teoría cinética

Gas Es uno de los tres estados de la materia; se caracteriza por: (1) su expansión infinita y uniforme, (2) forma o volumen indefinidos, (3) compresibilidad, (4) baja densidad, y (5) su rápida y completa combinación con otros gases.

Es posible que usted se pregunte por qué comenzamos nuestro análisis de los estados físicos de la materia con los gases en lugar de empezar con sólidos o líquidos que son mucho más visibles en nuestro mundo. Empezamos con los **gases** por dos razones: (1) es el más sencillo de los tres estados, y (2) los científicos han aprendido mucho más acerca de los gases que de los sólidos o de los líquidos.

Lo primero que necesitamos saber acerca de los gases es que compartan cinco características generales:

1. *Expansión*. Los gases se expanden en forma indefinida y uniforme para llenar todo el espacio en el que se encuentran.
2. *Forma o volumen indefinido.* Una determinada muestra de gas no tiene forma ni volumen definidos, pero se puede ajustar al recipiente en donde se coloca.
3. *Compresibilidad.* Los gases se pueden comprimir en gran medida. Por ejemplo, a presión en tanques se puede comprimir un volumen muy grande de gas oxígeno.
4. *Baja densidad.* Las densidades de los gases son inferiores a las densidades de los sólidos o de los líquidos. Por tanto, en el sistema métrico, las densidades de los gases se miden en g/L en lugar de g/mL, como se hace con los sólidos y los líquidos (véase la sección 2.2).
5. *Miscibilidad*. Normalmente dos o más gases no reactivos se mezclan por completo de una manera uniforme cuando se ponen en contacto entre sí. Veamos dos ejemplos. (a) Cuando un cuarto se llena de aire, somos capaces de respirar en cualquiera de sus áreas en todo momento, debido a que los gases que están en el aire se mezclan. Si esto no sucediera, habría suficiente oxígeno sólo en ciertas partes del cuarto. (b) Las compañías de gas aprovechan esta propiedad para facilitar la detección de fugas en las tuberías de gas natural. El gas natural es una mezcla inodora de gases (principalmente metano, CH_4). La compañía de gas adiciona trazas de un gas muy maloliente, el etil-mercaptano (C_2H_6S), al gas natural. El C_2H_6S se difunde con rapidez en el aire del ambiente y se puede detectar cuando existe una fuga en la tubería.

Teoría cinética Es la hipótesis que establece que el calor y el movimiento están relacionados, que en alguna medida las partículas de toda la materia se encuentran en movimiento; y que el calor es un indicio de este movimiento; esta teoría ayuda a explicar los diferentes comportamientos y propiedades de los diversos estados de la materia.

Estas características se derivan de la aplicación de la teoría cinética, la cual también se adapta (aunque de diferente manera) a los sólidos y a los líquidos. En esencia, la **teoría cinética** establece que el calor y el movimiento están relacionados, que las partículas de toda la materia están en *movimiento* hasta cierto punto y que el *calor* es una manifestación de este movimiento. Cuando la teoría cinética se aplica a los gases se llama *teoría cinética molecular de los gases* y establece las siguientes cinco suposiciones:

1. Los gases están compuestos por *moléculas.** La *distancia* entre éstas es muy *grande* si se la compara con su tamaño y su volumen total sólo es una pequeña fracción de todo el espacio que ocupa el gas. Por tanto, al considerar el volumen de un gas, estamos tomando en cuenta en primer lugar un espacio vacío en ese volumen. Este postulado explica el porqué de la alta compresibilidad y la baja densidad de los gases.
2. *No existen fuerzas de atracción* entre las moléculas de un gas. Esto es lo que evita que un gas se convierta en líquido de manera espontánea.
3. Las moléculas de los gases se encuentran en un estado de *movimiento rápido* constante, chocando unas con otras y con las paredes del recipiente que las contiene en una manera perfectamente aleatoria, muy al estilo de un pequeño "carro chocón" en un parque de diversiones. Esta suposición explica por qué razón los diferentes gases normalmente se mezclan por completo. Las colisiones entre las moléculas de gas y las paredes del recipiente son las responsables de la presión que ejerce el gas.
4. Todas estas colisiones moleculares son *perfectamente elásticas*. Es decir, como los carros chocones, las moléculas de un gas no se dañan con las colisiones sino que continúan su movimiento y chocan una y otra vez. Como resultado, el sistema *como un todo* no experimenta ninguna pérdida de energía cinética, la energía que se origina del movimiento de una partícula (véase la sección 3.5).
5. La *energía cinética promedio* por molécula de un gas es proporcional a la *temperatura* en Kelvin, y a la *energía cinética promedio por molécula de todos los gases es igual a la misma temperatura.* Las moléculas de un gas poseen límites de energía cinética; algunas moléculas tienen más energía ("están más calientes") que la energía cinética promedio y algunas moléculas tienen menor energía ("están más frías"). En teoría, a 0 Kelvin no hay movimiento molecular y se considera que la energía cinética de cualquier partícula es cero.

Clave del estudio: La energía cinética promedio de un gas *no* depende de la masa molecular o de la masa molar del gas.

Los gases ideales que se ajustan a estas suposiciones se llaman **gases ideales**, y aquellos que no se adaptan son los **gases reales** como el hidrógeno, el oxígeno, el nitrógeno y otros. Se considera que un gas ideal tiene las siguientes características:

- ✔ El volumen de las moléculas es despreciable comparado con el volumen que ocupa el gas.
- ✔ No hay fuerzas de atracción o de repulsión entre moléculas individuales.
- ✔ Las colisiones son perfectamente elásticas.

Gases ideales Gases que se ajustan a los supuestos básicos de la teoría cinética; están compuestos por moléculas que no tienen fuerzas de atracción entre sí y que se encuentran en un movimiento rápido constante, chocando unas con otras en una forma perfectamente elástica, y tienen una energía cinética promedio por molécula proporcional a la temperatura Kelvin.

Bajo condiciones moderadas de temperatura y presión, los gases reales se comportan como gases ideales, pero si la *temperatura* es muy *baja* o la *presión* es muy *alta*, entonces las propiedades de los gases reales se desvían considerablemente de las propiedades de los gases ideales. Sin embargo, si se evitan temperaturas extremadamente bajas y presiones extremadamente altas, podemos suponer que los gases reales se comportan como gases ideales de manera que se les pueden aplicar las leyes fundamentales de los gases y las ecuaciones que se describen posteriormente en este capítulo para los sistemas de gases reales.

Gases reales Son gases como el hidrógeno, oxígeno y nitrógeno que se comportan como gases ideales bajo condiciones moderadas de temperatura y presión pero que se desvían de estas propiedades si la temperatura es muy baja o la presión muy alta.

* Cuando pensamos en moléculas de gases elementales, por lo general pensamos en gases *diatómicos* como N_2, O_2, F_2, Cl_2 y H_2. Los gases nobles existen como gases *monoatómicos,* como el helio (He), el neón (Ne), el argón (Ar), el criptón (Kr), el xenón (Xe) y el radón (Rn).

11.2 Presión de los gases

Presión Es la fuerza por unidad de área, ya sea que se exprese como libras por pulgada cuadrada (psi), centímetros de mercurio (cm Hg), milímetros de mercurio (mm Hg), torr, pulgadas de mercurio (pulg Hg), atmósferas (atm), pascales (Pa) o milibar (mbar).

Para poder comprender las leyes que rigen los cambios en los gases cuando existen cambios en la temperatura o presión, necesitamos saber más acerca de esta última. La **presión** se define como la fuerza por unidad de área. Por ejemplo, usted puede llenar las llantas de su auto a 32 lb/pulg^2 [libras (fuerza) por pulgada cuadrada].

El impacto de las moléculas sobre las paredes del recipiente que contiene el gas es lo que origina la presión (como en la cámara de aire). A mayor frecuencia de las colisiones, mayor presión del gas. A menor frecuencia de las colisiones, menor presión del gas.

Todos los gases ejercen al menos una pequeña presión. Aun los gases de la atmósfera (principalmente el nitrógeno, el oxígeno y una pequeña cantidad de argón, además de cantidades más pequeñas de otros gases) ejercen presión sobre "su recipiente" (la atmósfera). La presión atmosférica se mide con un *barómetro* de mercurio, que fue diseñado en 1643 por el matemático y físico italiano Evangelista Torricelli (1608-1647). Su barómetro estaba formado por un largo tubo de vidrio cerrado en un extremo, lleno de mercurio e invertido por el extremo abierto sobre un recipiente con mercurio (véase la figura 11.1). A nivel del mar, el nivel del mercurio en el tubo llegaba a una altura de 76.0 cm.

En repetidas ocasiones los experimentos con tubos de diferentes diámetros revelaron un fenómeno importante: *sin importar el diámetro del tubo, el nivel de mercurio llegaba a 76.0 cm.* Para comprender esto, suponga que utilizamos un tubo cerrado con un diámetro de 1.13 cm (*área transversal* de 1.00 cm^2). El *volumen* del mercurio dentro del tubo a nivel del mar sería 76.0 cm $\times$ 1.00 cm^2 = 76.0 cm^3. La densidad del mercurio a 0°C es de 13.6 g/cm^3. Por tanto, la masa del mercurio es:

$$76.0\ \cancel{cm^3} \times \frac{13.6\ g}{1\ \cancel{cm^3}} = 1030\ g$$

El peso de un objeto es la masa por la atracción debida a la gravedad de la Tierra, la cual llamaremos A. Así, el peso del mercurio es:

$$\text{peso} = (\text{atracción de la gravedad}) \times 1030\ g = (A \times 1030\ g)$$

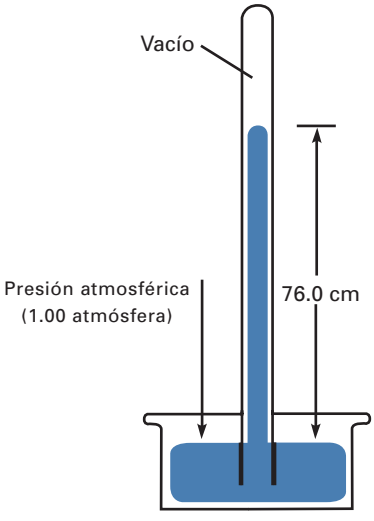


FIGURA 11.1
Barómetro de mercurio de Torricelli.

Puesto que la presión se define como la fuerza por unidad de área y la fuerza es simplemente el peso del mercurio, la presión a nivel del mar en el barómetro es:

$$\text{presión} = \frac{\text{fuerza}}{\text{unidad de área}} = \frac{A \times 1030\ \text{g}}{1.00\ \text{cm}^2} = (A \times 1030\ \text{g})/\text{cm}^2$$

Si el área transversal tuviera 2.00 cm^2, el peso del mercurio sería dos veces mayor, pero el área transversal y la presión permanecerían igual:

$$\text{presión} = \frac{\text{fuerza}}{\text{unidad de área}} = \frac{2(A \times 1030\ \text{g})}{2.00\ \text{cm}^2} = (A \times 1030\ \text{g})/\text{cm}^2$$

Esta presión [$(A \times 1030\ \text{g})/\text{cm}^2$], que a nivel del mar sostiene una columna de mercurio con una altura de 76.0 cm a 0°C, se llama **presión normal**. Esta presión normal puede expresarse en muchas otras unidades:

Presión normal Es la presión que soporta una columna de mercurio a una altura de 76.00 cm, a 0°C y al nivel del mar: 14.7 psi, 76.0 cm de mercurio, 760 mm de mercurio, 760 torr, 29.9 pulg de mercurio, 1.00 atm, 1.013 × 10^5 Pa, o, 1013 mbar.

- ✔ libras por pulgada cuadrada, 14.7 lb/pulg^2
- ✔ centímetros de mercurio, 76.0 cm Hg
- ✔ milímetros de mercurio, 760 mm Hg
- ✔ torr (1 torr = 1 mm de mercurio), 760 torr
- ✔ pulgadas de mercurio, 29.9 pulg de mercurio
- ✔ atmósferas, 1.00 atm
- ✔ pascales, 1.1013 × 10^5 Pa
- ✔ milibares, 1013 mbar

El *pascal* [llamado así en honor del científico francés Blaise Pascal (1623-1662)] es la unidad de presión recomendada por el Sistema Internacional de Unidades (SI). Los informes metereológicos en muchos países, además de Estados Unidos, reportan la presión atmosférica en kilopascales (kPa) y consideran la presión normal igual a 101.3 kPa. Sin embargo, en este libro, utilizaremos por lo regular el *torr* (llamado así en honor a Torricelli), el *centímetro* y el *milímetro* de mercurio, o la *atmósfera* como unidades de presión. Podemos convertir con facilidad de torr a atmósferas y viceversa, sabiendo que 1 atm = 760 torr. Convierta 630 torr a atmósferas como sigue:

$$630\ \text{torr} \times \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{torr}} = 0.829\ \text{atm}$$

Aunque la presión normal es una medida útil en muchos casos, una buena parte de nuestro mundo —y por tanto muchos gases— se encuentran a grandes alturas. La presión atmosférica disminuye cuando aumenta la altitud (aproximadamente 25 torr/1000 pies). Así, a una milla de altitud, la presión es de casi 630 torr. Es posible que usted haya experimentado esta disminución de la presión al viajar a las montañas o al volar en un avión. Usted libera esta sensación incómoda en sus oídos cuando bosteza. Al bostezar iguala la presión sobre el tímpano de su oído abriendo un conducto que va desde la porción media de su oído hasta la boca.

La presión atmosférica también varía con las condiciones atmosféricas, como lo habrá notado en los informes meteorológicos de la televisión. Cuando hay una humedad considerable en la atmósfera, la presión puede ser baja debido a que el aire húmedo tiene una densidad menor a la del aire seco. El aire húmedo puede crear un área de baja presión sobre una región completa. Por otra parte, cuando el aire en una región contiene muy poca humedad se crea un área de alta presión.

11.3 Ley de Boyle: el efecto del cambio de presión sobre el volumen de un gas a temperatura constante

Ley de Boyle Principio que establece que, a temperatura constante, el volumen de una masa fija de un determinado gas es *inversamente* proporcional a la presión; es decir, si se duplica la presión, el volumen se reducirá a la mitad.

Los científicos pueden predecir con precisión los efectos de los cambios de presión utilizando una ley formulada por el físico y químico británico Robert Boyle (1627-1691). Sus experimentos sobre el cambio en el volumen de una cierta cantidad de gas con la presión del gas a temperatura constante son la base de la **ley de Boyle.** De acuerdo con esta ley, *a temperatura constante, el volumen de la masa fija de un gas es* ***inversamente*** *proporcional* a la presión que éste ejerce.* Por ejemplo, si se duplica la presión de un cierto gas, el volumen se reducirá a la mitad; si la presión se reduce a la mitad, el volumen se duplicará, como se muestra en la figura 11.2. De esta manera, a menor presión, mayor volumen; a mayor presión, menos volumen. La ley de Boyle puede expresarse matemáticamente como:

$$V \propto \frac{1}{P} \text{ (temperatura constante, masa fija)}$$

Clave del estudio: A medida que usted comprime algo (mayor presión), el objeto se vuelve más pequeño (su volumen disminuye), ¿no es cierto?

donde el volumen (V) es inversamente ($1/P$) proporcional ($\propto$) a la presión (P). Al introducir una constante de proporcionalidad (k) para la temperatura constante y masa fija, podemos escribir la ecuación como:

$$V = k \times \frac{1}{P}$$

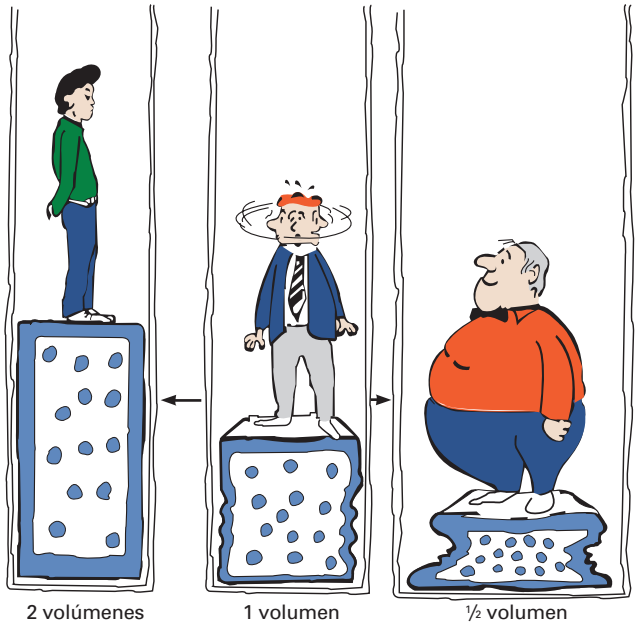


FIGURA 11.2
Una demostración de la ley de Boyle. La temperatura se mantiene constante. (Conforme el volumen disminuye, aumenta la frecuencia de las colisiones, dando como resultado un incremento en la presión).

* *Inversamente proporcional* significa que cuando se *incrementa* una de las variables *disminuye* la otra, o bien, que cuando *disminuye* una de las variables, la otra *aumenta.*

Podemos entonces expresar la ecuación como:

$$PV = k \tag{11.1}$$

Es decir, el producto de la presión por el volumen de un gas a temperatura constante es igual a una constante. Dado que k es una constante, podemos igualar los gases que tengan diferentes condiciones de presión y volumen, siempre y cuando tengan la misma masa y se encuentren a la misma temperatura:

$$P_{\text{nueva}} \times C_{\text{nuevo}} = k = P_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} \tag{11.2}$$

De esta ecuación puede despejarse la nueva presión como

$$P_{\text{nueva}} = P_{\text{inicial}} \times \frac{V_{\text{inicial}}}{V_{\text{nuevo}}} = P_{\text{inicial}} \times V_{\text{factor}} \tag{11.3}$$

donde la presión nueva es igual a la presión inicial multiplicada por un factor de volumen, V_{factor}. Podemos determinar el factor de volumen considerando el efecto que tiene el cambio de volumen sobre P, como se ilustra en el ejemplo 11.1. Este método tiene la ventaja de que usted *no* necesita *memorizar* la ecuación (11.3), en cambio, puede *razonar* la naturaleza de V_{factor} a partir de la redacción del problema y la comprensión de la ley de Boyle.

EJEMPLO 11.1

El volumen de un gas, medido a presión normal, es 17.4 L. Calcule la presión del gas en torr si el volumen cambia a 20.4 L y la temperatura permanece constante.

RESULTADO

$P_{\text{inicial}} = 760$ mm Hg $\quad V_{\text{inicial}} = 17.4$ L $\quad \downarrow$ el volumen aumenta

$P_{\text{nueva}} = ?$ $\quad V_{\text{nuevo}} = 20.4$ L $\quad \downarrow$ la presión disminuye $\quad T$ es constante

$$P_{\text{nueva}} = P_{\text{inicial}} \times V_{\text{factor}}$$

Ahora podemos determinar el volumen factor (V_{factor}). El volumen del gas se incrementó; por lo tanto, la presión nueva debe ser menor y escribiremos el factor de volumen de tal forma que la presión nueva sea menor. La relación de volúmenes debe ser menor que 1; es decir, $\frac{17.4\ \cancel{L}}{20.4\ \cancel{L}}$

$$P_{\text{nueva}} = 760 \text{ mm Hg} \times \underbrace{\frac{17.4\ \cancel{L}}{20.4\ \cancel{L}}}_{\substack{\text{relación de volúmenes} \\ \text{menor que 1}}} = 648 \text{ mm Hg} \qquad \textit{Respuesta}$$

Clave del estudio: Al evaluar estas y otras relaciones, asegúrese que *tanto* el numerador como el denominador ¡tienen las mismas unidades!

También podemos resolver problemas donde un cambio de presión origina un cambio en el volumen de una muestra de gas. El nuevo volumen puede calcularse como:

$$V_{\text{nuevo}} = V_{\text{inicial}} \times \frac{P_{\text{inicial}}}{P_{\text{nueva}}} = V_{\text{inicial}} \times P_{\text{factor}} \tag{11.4}$$

De la misma manera, el volumen nuevo es igual al volumen inicial por el factor de presión (P_{factor}). Podemos utilizar este factor para determinar el factor de presión mediante el mismo tipo de razonamiento, como se ilustra en el ejemplo 11.1.

EJEMPLO 11.2 Una muestra de gas ocupa un volumen de 73.5 mL a una presión de 710 torr y a 30°C de temperatura. ¿Cuál será su volumen en mililitros a una presión normal y 30°C?

RESULTADO

$V_{\text{inicial}} = 73.5$ mL $\quad P_{\text{inicial}} = 710$ torr $\quad \downarrow$ la presión aumenta

$V_{\text{nuevo}} = ?$ $\quad P_{\text{nueva}} = 760$ torr $\quad$ el volumen disminuye $\quad T$ es constante

$$V_{\text{nuevo}} = V_{\text{inicial}} \times P_{\text{factor}}$$

Clave del estudio: Para manifestar una *disminución* en el volumen, la relación de las presiones debe ser *menor que* 1. Para indicar un *aumento* en el volumen, la relación de la presión debe ser *mayor que* 1.

Ahora podemos determinar el factor de presión (P_{factor}). La presión se incrementó de 710 a 760 torr por tanto, el volumen nuevo será menor y por ello debemos escribir el factor de presión de tal forma que el volumen nuevo presente una disminución. El factor de presión deberá ser menor que 1; por tanto, $\frac{710 \text{ torr}}{760 \text{ torr}}$. Sustituyendo en la ecuación (11.4) tenemos

$$V_{\text{nuevo}} = 73.5 \text{ mL} \times \underbrace{\frac{710 \text{ torr}}{760 \text{ torr}}}_{\text{Factor de presión menor que 1}} = 68.7 \text{ mL} \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 11.1

Una muestra de un gas ocupa un volumen de 75.0 mL a una presión de 725 mm Hg y 25°C de temperatura. Calcule el volumen en mililitros a 685 mm Hg y 25°C.

(79.4 mL)

Resuelva los problemas del 8 al 11.

11.4 Ley de Charles: el efecto del cambio de temperatura sobre el volumen de un gas a presión constante

La ley de Boyle se aplica cuando la temperatura es constante. Sin embargo, en ocasiones lo que cambia es la temperatura y no la presión. Para predecir los cambios de volumen en estos casos, recurrimos a una ley desarrollada por el físico francés Jacques Charles (1746-1823). Sus experimentos demostraron que el volumen de un gas se incrementa en <> de su valor a 0°C por cada grado de temperatura que aumente (véase la tabla 11.1).

TABLA 11.1 Relación de la temperatura con el volumen

TEMPERATURA (°C)	VOLUMEN (mL)	TEMPERATURA (K)
273	546	546
100	373	373
10	283	283
1	274	274
0	273	273
−1	272	272
−10	263	263
−100	173	173
−273	0 (teórico)	0

Aunque el volumen de un gas cambia de manera uniforme con los cambios de temperatura, el volumen no es directamente proporcional a la temperatura en grados Celsius. De acuerdo con la **ley de Charles**, *a presión constante, el volumen de la masa fija de un gas es* ***directamente*** *proporcional* a la temperatura Kelvin,* como se muestra enla figura 11.3. Es decir, a 0 K (equivalente a −273°C) el volumen de un gas, en teoría, es igual a 0. Sin embargo, debido a que los gases al enfriarse forman líquidos y sólidos, este valor de cero es solamente teórico. La figura 11.3 representa estos datos en una gráfica que muestra el valor teórico de 0 mL de volumen. Para convertir los grados Celsius a Kelvin, sólo necesitamos sumar 273 a los grados Celsius como lo hicimos en el capítulo 2. (Para simplificar los cálculos, en este texto vamos a utilizar 273 en lugar de 273.15).

Ley de Charles Principio que establece que a presión constante, el volumen de una masa fija de un gas es *directamente* proporcional a la temperatura Kelvin; por tanto, cuando se duplica la temperatura Kelvin, también se duplica el volumen.

$$K = °C + 273 \tag{11.5}$$

Observe que la relación directa entre volumen y temperatura Kelvin significa que si la temperatura Kelvin se duplica a presión constante, el volumen también se duplicará; si la temperatura Kelvin se reduce a la mitad, también el volumen se reducirá a la mitad. Es decir, cualquier incremento en la temperatura provocará un incremento en el volumen. Cualquier disminución en la temperatura provocará una disminución en el volumen, como se representa enla figura 11.4.

Clave del estudio: La tapa de una vasija puede moverse o agitarse cuando el vapor se expande con mayor calor.

La expresión matemática de la ley de Charles es

$$V \propto T \text{ (presión constante y masa fija)}$$

donde V es el volumen y T es temperatura en Kelvin. Como en la ecuación anterior, se introduce una constante de proporcionalidad (**k**) para la presión constante y masa fija, de manera que la ecuación se escribe

$$V = \mathbf{k}T$$

Podemos expresar la ecuación como

$$\frac{V}{T} = \mathbf{k} \tag{11.6}$$

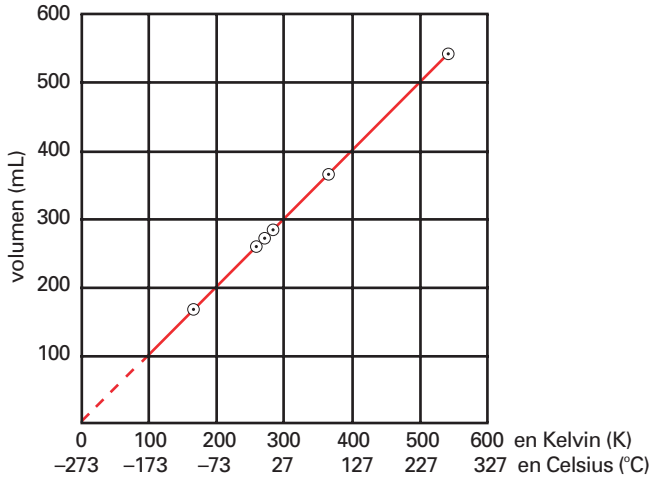


FIGURA 11.3 Gráfica que relaciona la temperatura con el volumen de un gas. El volumen de cero mililitros sólo es teórico porque los gases forman líquidos y sólidos al enfriarse.

**Directamente proporcional* significa que cuando se *incrementa* una de las variables, la otra también se *incrementa*, o bien, que cuando *disminuye* una de las variables, la otra también *disminuye*.

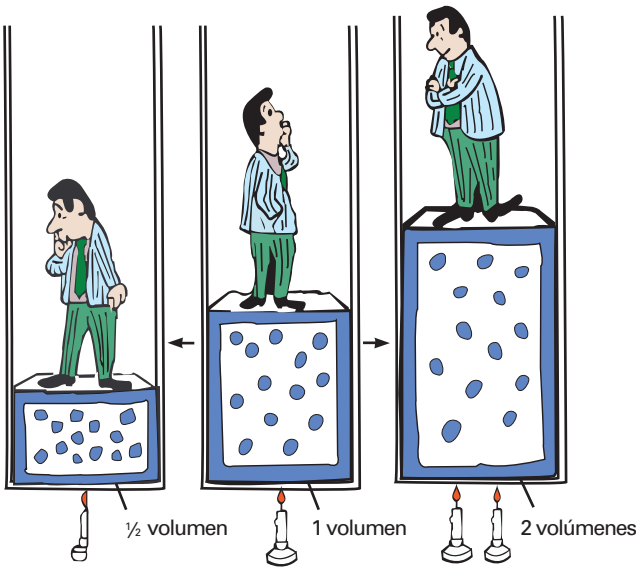


FIGURA 11.4
Una demostración de la ley de Charles (la temperatura está en Kelvin). La presión se mantiene constante. (Conforme aumenta la temperatura, se incrementa la energía cinética de las moléculas, dando como resultado un incremento en el volumen para mantener la presión constante).

Es decir, el volumen dividido entre la temperatura Kelvin es igual a una constante a presión constante. Debido a que **k** es una constante, podemos igualar diferentes condiciones de temperatura y volumen para la misma masa de gas a presión constante.

$$\frac{V_{\text{nuevo}}}{T_{\text{nueva}}} = \mathbf{k} = \frac{V_{\text{inicial}}}{T_{\text{inicial}}} \tag{11.7}$$

Con esta ecuación podemos determinar la nueva temperatura en *Kelvin*.

$$T_{\text{nueva}} = T_{\text{inicial}} \times \frac{V_{\text{nuevo}}}{V_{\text{inicial}}} = T_{\text{inicial}} \times V_{\text{factor}} \tag{11.8}$$

en donde la temperatura nueva es igual a la temperatura inicial multiplicada por un factor de volumen (V_{factor}). Podemos determinar el factor de volumen considerando el efecto del cambio de volumen sobre la T como se ilustra en el ejemplo 11.3. Una vez más, *no* necesitamos *memorizar* la ecuación (11.8). Usted puede *razonar* la naturaleza de V_{factor} a partir del contenido del problema y una comprensión de la ley de Charles.

Clave del estudio:
El punto más importante que se debe recordar acerca de la ley de Charles es que la temperatura *debe* expresarse en *Kelvin*.

EJEMPLO 11.3

Un gas ocupa un volumen de 4.50 L a 27°C. ¿A qué temperatura, en grados Celsius, el volumen será 6.00 L si la presión permanece constante?

RESULTADO

$V_{\text{inicial}} = 4.50$ L | el volumen aumenta | $t_{\text{inicial}} = 27°\text{C}$ | $T_{\text{inicial}} \times 3\overline{00}$ K

$V_{\text{nuevo}} = 6.00$ L ↓ la temperatura disminuye | $t_{\text{nueva}} = ?$ | $T_{\text{nueva}} = ?$

P es constante

$$T_{\text{nueva}} = T_{\text{inicial}} \times V_{\text{factor}}$$

Ahora podemos determinar el factor de volumen, V_{factor}; el volumen aumentó, por tanto, debemos escribir el factor de volumen de manera que la temperatura nueva sea mayor. El factor de volumen debe ser mayor que 1; por tanto, $\frac{6.00\,\cancel{L}}{4.50\,\cancel{L}}$.

$$T_{\text{nueva}} = 300\ \text{K} \times \underbrace{\frac{6.00\ \text{L}}{4.50\ \text{L}}}_{\substack{\text{Factor de volumen} \\ \text{mayor que 1}}} = 400\ \text{K}$$

Por último, convertimos esta temperatura Kelvin a grados Celsius restando la constante, 273.

$$\text{T} = 127°\text{C} \qquad \textit{Respuesta}$$

Ahora consideremos el caso en el que el cambio de temperatura provoca un cambio en el volumen de una muestra de gas. Suponga que decide hacer una fiesta en el jardín de su casa y para ello infla globos. Usted infla los globos en el interior de la casa, donde la temperatura es de 26°C (casi 79°F). Luego, lleva los globos al jardín, donde la temperatura es más fría, digamos, 18°C (casi 64°F). ¿Qué sucede con el tamaño de los globos? De acuerdo con la ley de Charles, se hacen más pequeños.

Podemos hacer una expresión matemática de esto. A partir de la ecuación (11.7) podemos expresar la temperatura nueva como un factor de temperatura (T_{factor}) por el volumen inicial.

$$V_{\text{nuevo}} = V_{\text{inicial}} \times \frac{T_{\text{nueva}}}{T_{\text{inicial}}} = V_{\text{inicial}} \times T_{\text{factor}} \qquad (11.9)$$

De la misma manera, el volumen nuevo es igual al volumen inicial multiplicado por el factor de temperatura (T_{factor}). Podemos determinar el factor de temperatura mediante el mismo tipo de razonamiento ya utilizado. Ahora, suponga que el volumen de los globos era de 3.00 L en el interior de la casa; ¿cuál sería el volumen, en litros, de los globos en el jardín? Para determinar la T_{factor} primero debemos convertir la temperatura de grados Celsius a Kelvin.

$$3.00\ \text{L} \times \frac{291\ \cancel{K}}{299\ \cancel{K}} = 2.92\ \text{L}$$

El volumen nuevo será más pequeño, por lo tanto, el factor de temperatura deberá ser menor que 1. Por tanto,

$$\text{T} = 127°\text{C}$$

Ahora veamos algunos ejemplos.

EJEMPLO 11.4 Una muestra de gas ocupa un volumen de 160 mL a 1.00 atm y 27°C. Calcule su volumen a 0°C y 1.00 atm.

RESULTADO

$V_{\text{inicial}} \times 160\ \text{mL}$ $T_{\text{inicial}} = 27°\text{C}$ $T_{\text{inicial}} = 27 + 273 = 300\ \text{K}$ | la temperatura desciende

$V_{\text{nuevo}} = ?$ $t_{\text{nueva}} = 0°\text{C}$ $t_{\text{nueva}} = 0 + 273 = 273\ \text{K}$ | el volumen desciende P = constante

$$V_{\text{nuevo}} = V_{\text{inicial}} + T_{\text{factor}}$$

Clave del estudio: Para indicar una *disminución* en el volumen, la relación de las temperaturas debe ser *menor que* 1. Para indicar un *aumento* en el volumen, la relación de las temperaturas debe ser *mayor que* 1.

La temperatura disminuyó de 300 a 273 K; por tanto, el volumen nuevo será menor. El factor de temperatura debe ser menor que 1; por consiguiente $\frac{273\ \cancel{K}}{300\ \cancel{K}}$.

$$V_{\text{nuevo}} = 160\ \text{mL} \times \underbrace{\frac{273\ \cancel{K}}{300\ \cancel{K}}}_{\substack{\text{Factor de temperatura} \\ \text{menor que 1}}} = 146\ \text{mL} \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 11.2

A 100°C un gas ocupa un volumen de 2.50 L. ¿Cuál será su volumen a 150°C si la presión permanece constante?

(2.84 L)

Resuelva los problemas del 12 al 15.

11.5 Ley de Gay Lussac: el efecto del cambio de temperatura sobre la presión de un gas a volumen constante

Ley de Gay Lussac Principio que establece que, a volumen constante, la presión de una masa fija de un gas es *directamente* proporcional a la temperatura Kelvin. Por tanto, si se duplica la temperatura Kelvin, también se duplicará la presión.

El trabajo de Charles lo continuó su amigo francés Joseph Gay Lussac (1778-1850), un físico cuyos experimentos lo llevaron a formular la **ley de Gay Lussac.** De acuerdo con esta ley, *a volumen constante, la presión de una masa fija de un gas es* **directamente** *proporcional a la temperatura Kelvin.* Por ejemplo, si la temperatura Kelvin se duplica a volumen constante, la presión se duplica; si la temperatura Kelvin se reduce a la mitad, la presión se reduce a la mitad, como se muestra en la figura 11.5. Es decir, cualquier incremento en la presión aumenta la temperatura, mientras que cualquier disminución en la presión disminuirá la temperatura.

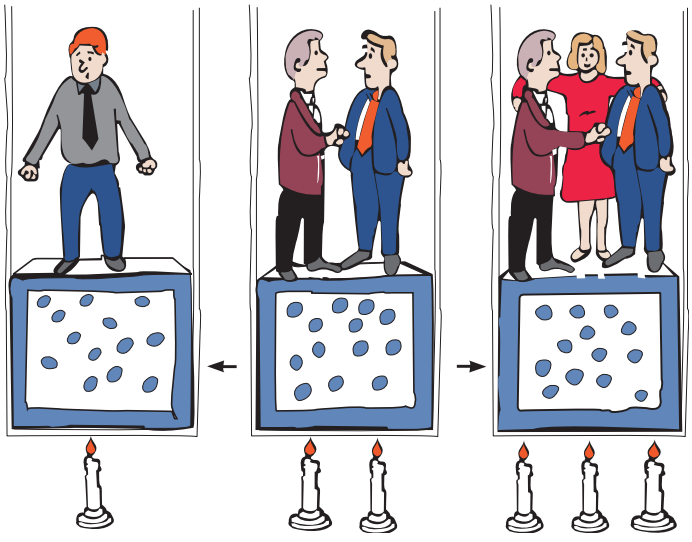


FIGURA 11.5
Una demostración de la ley de Gay Lussac (la temperatura está en Kelvin). El volumen es constante. (Conforme aumenta la temperatura, se incrementa la energía cinética de las moléculas y aumenta la frecuencia de las colisiones, por lo que la presión aumenta).

Podemos expresar este enunciado en forma matemática como sigue:

$$P \propto T \text{ (a volumen constante y masa fija)}$$

donde P es presión y T es temperatura en kelvin. Como en las ecuaciones anteriores, se introduce una constante de proporcionalidad (**k**) para el volumen constante y la masa fija y escribimos

$$P = \mathbf{k}\,T$$

Entonces podemos expresar la ecuación como

$$\frac{P}{T} = \mathbf{k} \tag{11.10}$$

El uso de una constante también nos permite igualar los gases de igual volumen en diferentes condiciones de presión y temperatura.

$$\frac{P_{\text{nueva}}}{T_{\text{nueva}}} = \mathbf{k} = \frac{P_{\text{inicial}}}{T_{\text{inicial}}} \tag{11.11}$$

Por tanto, despejando P_{nueva} y T_{nueva}, las ecuaciones son

$$P_{\text{nueva}} = P_{\text{inicial}} \times \frac{T_{\text{nueva}}}{T_{\text{inicial}}} = P_{\text{inicial}} \times T_{\text{factor}} \tag{11.12}$$

y

$$T_{\text{nueva}} = T_{\text{inicial}} \times \frac{P_{\text{nueva}}}{P_{\text{inicial}}} = T_{\text{inicial}} \times P_{\text{factor}} \tag{11.13}$$

Veamos el ejemplo 11.5.

EJEMPLO 11.15

La temperatura de 1 L de un gas que inicialmente se encontraba en condiciones TPN cambia a 22$\bar{0}$°C y el volumen se mantiene constante. Calcule la presión final del gas en torr.

RESULTADO

$P_{\text{inicial}} = 76\bar{0}$ torr $T_{\text{inicial}} = 0°\text{C}$ $T_{\text{inicial}} = 0 + 273 = 273$ K

$P_{\text{nueva}} = ?$ $T_{\text{nueva}} = 22\bar{0}°\text{C}$ $T_{\text{nueva}} = 22\bar{0} + 273 = 493$ K

la temperatura aumenta → el volumen aumenta; V es constante

$$P_{\text{nueva}} = P_{\text{inicial}} \times T_{\text{factor}}$$

Como la temperatura aumenta, la presión aumenta, y debemos escribir el factor de temperatura de manera que la presión nueva sea mayor. Para reflejar este incremento, la relación de temperaturas en el factor debe ser mayor que 1, es decir, $\frac{493\ \cancel{\text{K}}}{273\ \cancel{\text{K}}}$.

$$P_{\text{nueva}} = 76\bar{0}\text{ torr} \times \frac{493\ \cancel{\text{K}}}{273\ \cancel{\text{K}}} = 1370\text{ torr (para tres cifras significativas)} \quad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 11.3

El gas contenido en un cilindro tiene un volumen de 125 mL a 2$\bar{0}$°C (la temperatura ambiente) y 1.00 atm. ¿A qué temperatura en grados Celsius la presión será de 0.970 atm si el volumen permanece constante?

(11°C)

Clave del estudio: Para indicar una *disminución* en la presión, la relación de las temperaturas debe ser *menor que* 1. Para indicar un *aumento* en la presión, la relación de las temperaturas debe ser *mayor que* 1. Nuevamente la temperatura *debe* expresarse en *Kelvin.*

Resuelva los problemas del 16 al 19.

11.6 Leyes combinadas de los gases

Las leyes de Boyle y de Charles pueden combinarse en una expresión matemática:

$$\frac{P_{\text{nueva}}\,V_{\text{nuevo}}}{T_{\text{nueva}}} = \frac{P_{\text{inicial}}\,V_{\text{inicial}}}{T_{\text{inicial}}} \quad \text{(Masa fija)} \qquad (11.14)^*$$

Despejando de la ecuación (11.14) V_{nuevo}, P_{nueva} y T_{nueva}, tenemos

$$V_{\text{nuevo}} = V_{\text{inicial}} \times \frac{P_{\text{inicial}}}{P_{\text{nueva}}} \times \frac{T_{\text{nueva}}}{T_{\text{inicial}}} = V_{\text{inicial}} \times P_{\text{factor}} \times T_{\text{factor}} \qquad (11.15)$$

$$P_{\text{nueva}} = P_{\text{inicial}} \times \frac{V_{\text{inicial}}}{V_{\text{nuevo}}} \times \frac{T_{\text{nueva}}}{T_{\text{inicial}}} = P_{\text{inicial}} \times V_{\text{factor}} \times T_{\text{factor}} \qquad (11.16)$$

$$T_{\text{nueva}} = T_{\text{inicial}} \times \frac{V_{\text{nuevo}}}{V_{\text{inicial}}} \times \frac{P_{\text{nueva}}}{P_{\text{inicial}}} = T_{\text{inicial}} \times V_{\text{factor}} \times P_{\text{factor}} \qquad (11.17)$$

Clave del estudio: Considere cada variable *en forma separada.* ¡Es como si trabajara dos problemas más sencillos del tipo que ya hemos explicado!

Cuando se involucran todas las variables, estas ecuaciones pueden parecer impresionantes, pero en realidad su uso es muy sencillo. Sólo recuerde despejar una variable *cada vez*, como lo hizo en cada una de las tres secciones anteriores. Por ejemplo, en el caso de la ecuación (11.15), necesitamos considerar primero el efecto del cambio de presión y luego el efecto del cambio de temperatura sobre el volumen:

1. Si la presión aumenta, el factor de presión debe ser menor que 1 porque al aumentar la presión disminuye el volumen inicial. Si la presión disminuye, el factor de presión debe ser mayor que 1 porque al disminuir la presión, aumenta el volumen inicial.
2. Si aumenta la temperatura, el factor de la temperatura Kelvin debe ser mayor que 1 porque al incrementar la temperatura incrementamos el volumen inicial. Si la temperatura disminuye, el factor de las temperaturas Kelvin debe ser menor que 1 porque al disminuir la temperatura disminuye el volumen inicial.

Al aplicar un razonamiento semejante para las ecuaciones (11.16) y (11.17), podemos obtener conclusiones similares para la temperatura y la presión en los siguientes ejemplos:

EJEMPLO 11.6 Un cierto gas ocupa $5\overline{00}$ mL a $76\overline{0}$ mm Hg y 0°C. ¿Qué volumen en mililitros ocupará a 10.0 atm y $1\overline{00}$°C?

*La ecuación 11.14 podemos escribirla como:

$$\frac{P_2V_2}{T_2} = \frac{P_1V_1}{T_1}$$

donde P_2, V_2 y T_2 son las *nuevas* condiciones y P_1, V_1 y T_1 son las condiciones *iniciales*. Utilizamos el álgebra para obtener ecuaciones semejantes a las ecuaciones que van de la (11.15) a la (11.17), sustituyendo los subíndices 2 por "nuevo" y el 1 por "inicial". Los diferentes problemas de la ley de los gases se pueden solucionar sustituyendo las condiciones en estas ecuaciones. Si una determinada condición es constante, entonces esa condición se cancela en ambos lados de la ecuación.

RESULTADO

$V_{\text{inicial}} = 5\overline{00}$ mL $\quad P_{\text{inicial}} = 76\overline{0}$ mm Hg $= 1.00$ atm $\quad \Big\downarrow$ la presión aumenta

$V_{\text{nuevo}} = ?$ $\quad P_{\text{nueva}} = 10.0$ atm $\quad \Big\downarrow$ el volumen disminuye

$T_{\text{inicial}} = 0 + 273 = 273$ K $\quad \Big\downarrow$ la temperatura aumenta

$T_{\text{inicial}} = 1\overline{00} + 273 = 373$ K $\quad \Big\downarrow$ el volumen aumenta

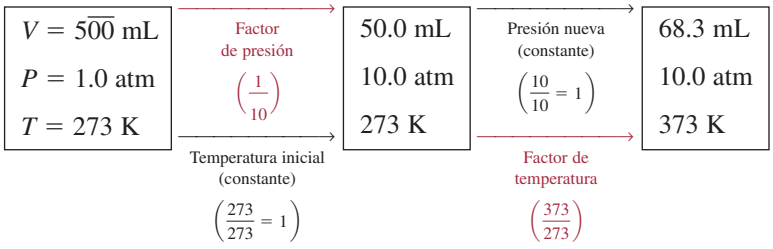
$$V_{\text{nuevo}} = V_{\text{inicial}} \times P_{\text{factor}} \times T_{\text{factor}}$$

Como las unidades de P_{inicial} deben ser iguales a las de P_{nueva}, debemos expresar ambas presiones en las mismas unidades. El factor de presión debe hacer que el volumen nuevo sea menor $\left(\frac{1.00\ \cancel{\text{atm}}}{10.0\ \cancel{\text{atm}}}\right)$; el factor de temperatura debe hacer que el volumen nuevo sea mayor $\left(\frac{373\ \cancel{\text{K}}}{273\ \cancel{\text{K}}}\right)$. El resultado es un volumen nuevo menor debido a la magnitud del factor de presión.

$$V_{\text{nuevo}} = 5\overline{00}\text{ mL} \times \frac{1.00\ \cancel{\text{atm}}}{10.0\ \cancel{\text{atm}}} \times \frac{373\ \cancel{\text{K}}}{273\ \cancel{\text{K}}} = 68.3\text{ mL} \qquad \textit{Respuesta}$$

Observe que en cada caso consideramos que el efecto de un factor es *independiente* del otro factor y así consideramos el efecto de cada factor sobre el volumen inicial.

En realidad, lo que hacemos al considerar estos factores en forma independiente, es tomar en cuenta el efecto de un cambio en la presión ($P_{\text{inicial}} \longrightarrow P_{\text{nueva}}$) a temperatura constante (T_{inicial}), y después considerar el efecto de un cambio en la temperatura ($T_{\text{inicial}} \longrightarrow T_{\text{nueva}}$) a presión constante (P_{nueva}). En el siguiente diagrama se ilustra el proceso.



Observe que el efecto de cada factor se considera *independientemente,* y que el volumen final depende de la aplicación correcta de *ambos* factores.

EJEMPLO 11.17 Un cierto gas ocupa 20.0 L a 50°C y 780 torr. ¿Bajo qué presión en torr este gas ocuparía 75.0 L a 0°C?

RESULTADO

$V_{\text{inicial}} = 20.0$ L $\quad \Big\downarrow$ el volumen aumenta $\quad P_{\text{inicial}} = 780$ torr

$V_{\text{nuevo}} = 75.0$ L $\quad \Big\downarrow$ la presión disminuye $\quad P_{\text{nueva}} = ?$

$T_{\text{inicial}} = 50 + 273 = 323$ K $\quad \Big\downarrow$ la temperatura disminuye

$T_{\text{nueva}} = 0 + 273 = 273$ K $\quad \Big\downarrow$ la presión disminuye

$$P_{\text{nueva}} = P_{\text{inicial}} \times V_{\text{factor}} \times T_{\text{factor}}$$

Clave del estudio: En este problema específico, observará que si no hubiera cambiado 0°C a 273 K, la respuesta tendría que ser cero, puesto que en lugar de 273 K usted hubiera tenido 0°C. La temperatura *debe* expresarse en *Kelvin.*

El volumen aumenta (de 20.0 L a 75.0 L) y por tanto la presión disminuye y el factor de volúmenes debe ser menor que 1. Una disminución en la presión también dará como resultado la disminución de la temperatura (de 50 a 0°C), y, por consiguiente, el factor de temperaturas Kelvin debe ser menor que 1.

$$P_{\text{nueva}} = 78\overline{0}\text{ torr} \times \frac{273\ \cancel{\text{K}}}{323\ \cancel{\text{K}}} \times \frac{20.0\text{ L}}{75.0\text{ L}} = 176\text{ torr} \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 11.4
Un cierto gas ocupa 20.0 L a $5\overline{0}$°C y $78\overline{0}$ torr. Calcule su volumen en litros a TPN.
(17.3 L)

Resuelva los problemas del 20 al 28.

11.7 Ley de las presiones parciales de Dalton

Hasta ahora hemos analizado las relaciones entre la presión, la temperatura y el volumen de una muestra de una sola sustancia gaseosa. La mayor parte de las situaciones de la vida real involucran *mezclas de gases*. Por ejemplo, el aire que respiramos es una mezcla de muchos gases, como lo es también la emisión de gases de los automóviles. Durante una operación, el paciente respira una mezcla de gases que incluye nitrógeno, oxígeno y un agente anestésico como el *halotano* (véase el problema 51). Así, necesitamos alguna forma de trabajar con presiones, volúmenes y temperaturas de mezclas de gases. John Dalton, quien postuló la teoría atómica que mencionamos en la sección 4.2, también estaba profundamente interesado en la metereología. Este interés lo llevó a estudiar los gases y en 1801 declaró sus conclusiones que hoy conocemos como **la ley de las presiones parciales de Dalton**. Esta ley establece que *cada uno de los gases presentes en una mezcla de gases ejerce una presión parcial igual a la presión que ejercería como único gas presente en el mismo volumen. Entonces, la presión total de la mezcla es la* ***suma*** *de las presiones parciales de todos los gases.* Por ejemplo, si en un matraz de 1 L tenemos una mezcla de dos gases, oxígeno y nitrógeno, y la presión del oxígeno es de $25\overline{0}$ torr y la del nitrógeno de $30\overline{0}$ torr, entonces la presión total es de $55\overline{0}$ torr, como se ve en la figura 11.6.

Ley de Dalton de las presiones parciales Principio que establece que cada gas en una mezcla de gases ejerce una presión parcial igual a la presión que ejercería si un solo gas estuviera presente en el mismo volumen; por tanto, la presión total de la mezcla es la *suma* de las presiones parciales de todos los gases presentes.

La ley de Dalton de las presiones parciales puede expresarse matemáticamente como

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3\ldots \qquad (11.18)$$

donde P_1, P_2 y P_3 son las presiones parciales de los gases individuales que están en la mezcla.

EJEMPLO 11.8 Un matraz de 1.00 L que está a 27°C contiene una mezcla de tres gases, A, B y C, que tienen presiones parciales de $30\overline{0}$, $25\overline{0}$ y 425 torr respectivamente. (a) Calcular la presión total en torr de la mezcla. (b) Si el gas A se separa en forma selectiva, calcular el volumen en litros en condiciones TPN que ocuparían los gases restantes.

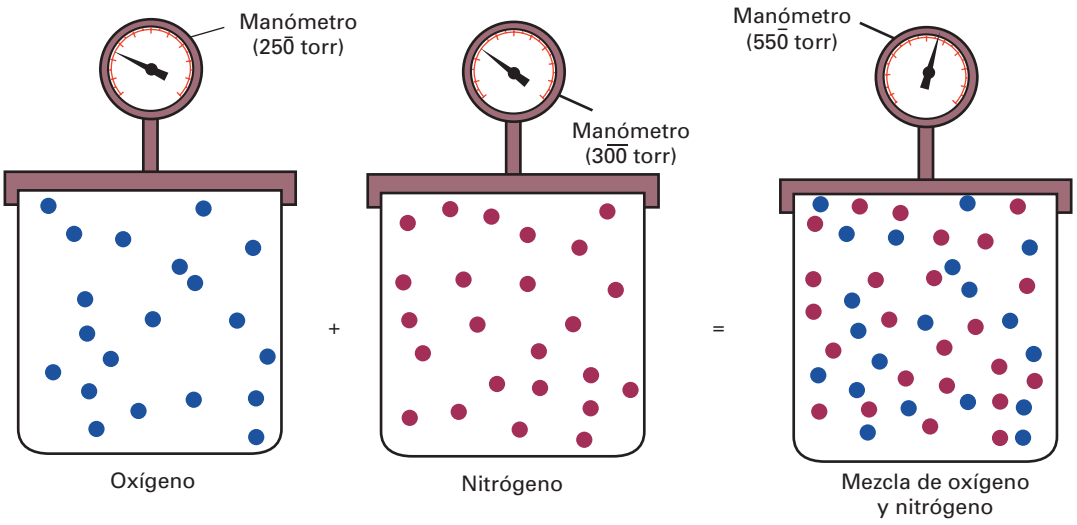


FIGURA 11.6
Ley de Dalton de las presiones parciales. La presión parcial del gas oxígeno (●) es de 250 torr y la presión parcial del nitrógeno (●) es 300 torr. Cuando se mezclan estas cantidades, la presión total de la mezcla de gases es igual a 250 torr + 300 torr = 550 torr, suponiendo que las temperaturas son constantes e iguales.

RESULTADO

a. De la ley de Dalton de las presiones parciales, la presión total de la mezcla será igual a la suma de las presiones individuales de cada gas. De manera que si la presión de A es P_1, la presión de B es P_2 y la presión de C es P_3, entonces

$$\begin{aligned} P_{\text{total}} &= P_1 + P_2 + P_3 \\ &= 300 \text{ torr} + 250 \text{ torr} + 425 \text{ torr} \\ &= 975 \text{ torr} \end{aligned}$$

b. Si el gas A se elimina en forma selectiva a la misma temperatura y volumen (27°C y 1.00 L), en el matraz quedan los gases B y C; la presión disminuirá en P_1 o 300 torr y la presión nueva será $P_{\text{total}} - P_1 = 975 \text{ torr} - 300 \text{ torr} = 675 \text{ torr}$. Ahora nos enfrentamos al problema de calcular un volumen nuevo a TPN para los gases que inicialmente ocupaban 1.00 L a 27°C y 675 torr.

$V_{\text{inicial}} = 1.00 \text{ L}$ $P_{\text{inicial}} = 675 \text{ torr}$ ↓ la presión aumenta
$V_{\text{nuevo}} = ?$ $P_{\text{nueva}} = 760 \text{ torr}$ ↓ el volumen disminuye
$T_{\text{inicial}} = 27 + 273 = 300 \text{ K}$ ↓ la temperatura disminuye
$T_{\text{nueva}} = 0 + 273 = 273 \text{ K}$ ↓ el volumen disminuye

$$V_{\text{nuevo}} = V_{\text{inicial}} \times P_{\text{factor}} \times T_{\text{factor}}$$

$$= 1.00 \text{ L} \times \frac{675 \cancel{\text{torr}}}{760 \cancel{\text{torr}}} \times \frac{273 \cancel{\text{K}}}{300 \cancel{\text{K}}} = 0.808 \text{ L} \qquad \textit{Respuesta}$$

En el mundo real, podemos ver los efectos de la ley de las presiones parciales de Dalton en las células rojas de la sangre, en personas que viven a diferentes altitudes. El porcentaje de oxígeno y de nitrógeno de la atmósfera es constante, pero *las presiones parciales* de los

Tú y la Química

gases varían con la altitud. A nivel del mar la presión atmosférica es de 760 torr, y la suma de las presiones parciales de los otros gases sin contar al oxígeno (principalmente nitrógeno con pequeñas cantidades de argón y dióxido de carbono) es de 600 torr. Por tanto, la presión parcial del oxígeno es de 160 torr (760 torr − 600 torr) a una milla de altitud, que es la altitud de muchas ciudades que se encuentran en las montañas Rocallosas, la presión atmosférica es aproximadamente 630 torr y la suma de las presiones parciales de los otros gases es de 500 torr. Esto le da al oxígeno una presión parcial de sólo 130 torr (630 torr − 500 torr)

Tú y la Química

El cuerpo humano necesita una determinada cantidad de oxígeno para los procesos metabólicos normales, sin importar cuál sea la altitud. La cantidad de oxígeno que transporta cada célula roja de la sangre depende de la presión parcial del oxígeno. A menor presión parcial de oxígeno, menos oxígeno lleva cada célula. De esta manera, en altitudes muy grandes necesitamos más células rojas para compensar la menor cantidad de oxígeno que lleva cada célula. Si vivimos a una altura considerable, nuestro cuerpo aumenta su producción de células rojas para generar las células rojas adicionales que necesita. La cantidad de células rojas de la sangre en una persona sana normal a nivel del mar es de aproximadamente 4.2 millones por milímetro cúbico de sangre. A una milla de altitud, es aproximadamente 5.4 millones. Cuando vamos desde una baja altitud a una mayor altitud, nuestro cuerpo debe *aclimatarse* a la presión parcial reducida del oxígeno incrementando la cantidad de células rojas de la sangre. La adaptación puede tomarles muchos días a algunas personas y con ello se sienten muy somnolientas por la falta de oxígeno. Otras personas pueden no presentar ningún efecto evidente. Los factores que afectan esta adaptación son la edad y las condiciones físicas generales.

Clave del estudio: El gas "húmedo" en realidad no está húmedo; sólo contiene un poco de agua en estado gaseoso (vapor de agua). El aire en un día muy húmedo contiene vapor de agua.

Una aplicación más directa de la ley de Dalton de las presiones parciales es recolectar un gas sobre agua, como se muestra en la figura 11.7. El gas contiene cierta cantidad de vapor de agua (agua en estado gaseoso), la presión que ejerce el vapor de agua contenido en el gas será un valor constante a *cualquier temperatura* (siempre y cuando haya transcurrido suficiente tiempo para alcanzar las condiciones de equilibrio). La presión total a la cual se mide el volumen del gas "húmedo" es igual a la suma de la presión del gas y de la presión del vapor de agua a la temperatura en la que se recolecta y mide el gas, o, en forma matemática,

$$P_{\text{total}} = P_{\text{gas}} + P_{\text{agua}} \tag{11.19}$$

La presión de vapor del agua varía con la temperatura, pero tiene un valor constante y predecible a cierta temperatura. Así, es fácil calcular la presión del gas seco. Sólo reste a la presión total de la mezcla gaseosa "húmeda" la presión de vapor del agua en equilibrio a cierta temperatura.

$$P_{\text{gas}} = P_{\text{total}} - P_{\text{agua}} \tag{11.20}$$

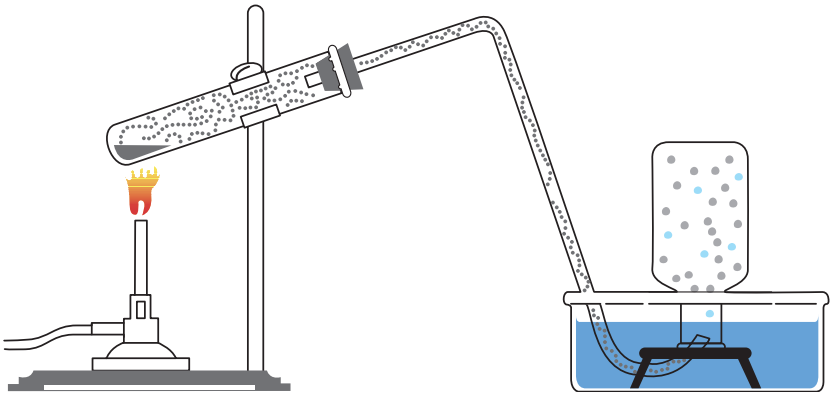


FIGURA 11.7
Recolección de un gas sobre agua. El vapor de agua está representado por • y el agua por •. Este tipo de aparato se utiliza en el laboratorio para generar gas oxígeno (O_2) por calentamiento de clorato de potasio ($KClO_3$). Con frecuencia se utiliza como catalizador el óxido de manganeso(IV) o el dióxido de manganeso (MnO_2).

En el Apéndice V se encuentra la tabla de presión de vapor del agua a diferentes temperaturas. Veamos los siguientes ejemplos.

EJEMPLO 11.9 El volumen de cierto gas que se recolecta sobre agua es de 150 mL a 30°C y 720.0 torr. Calcule el volumen en mililitros del gas seco a TPN.

RESULTADO El primer paso es determinar la presión del gas seco a volumen (150 mL) y temperatura (30°C) iniciales. La presión del gas húmedo (720.0 torr) es igual a la suma de la presión del gas seco y la presión de vapor del agua a la temperatura inicial. Del Apéndice V, la presión de vapor del agua a 30°C es de 31.8 torr. Por tanto, la presión del gas seco es igual a

$$P_{\text{total}} - P_{\text{agua}} = 720.0 \text{ torr} - 31.8 \text{ torr} = 688.2 \text{ torr}$$

Entonces, si el vapor de agua se elimina, es decir, si el gas estuviera seco, la presión del gas sería 688.2 torr en un volumen de 150 mL a 30°C, como se muestra en la figura 11.8. Con estos datos, el siguiente paso es resolver un problema de ley combinada de los gases para calcular el volumen del gas seco a TPN como sigue:

$V_{\text{inicial}} = 150 \text{ mL}$ $P_{\text{inicial}} = 688.2 \text{ torr}$ ↓ la presión aumenta
$V_{\text{nuevo}} = ?$ $P_{\text{nueva}} = 760 \text{ torr}$ ↓ el volumen disminuye
$T_{\text{inicial}} = 30 + 273 = 303 \text{ K}$ ↓ la temperatura disminuye
$T_{\text{nueva}} = 0 + 273 = 273 \text{ K}$ ↓ el volumen disminuye

$$V_{\text{nuevo}} = V_{\text{inicial}} \times P_{\text{factor}} \times T_{\text{factor}}$$

$$= 150 \text{ mL} \times \frac{688.2 \cancel{\text{torr}}}{760 \cancel{\text{torr}}} \times \frac{273 \cancel{\text{K}}}{303 \cancel{\text{K}}} = 122 \text{ mL}$$ *Respuesta*

Ejercicio de estudio 11.5
El volumen de cierto gas, recolectado sobre el agua, es de 175 mL a 27°C y 635.0 mm Hg. Calcule el volumen en mililitros del gas *seco* a TPN (véase el Apéndice V).

(127 mL)

Resuelva los problemas del 29 al 32.

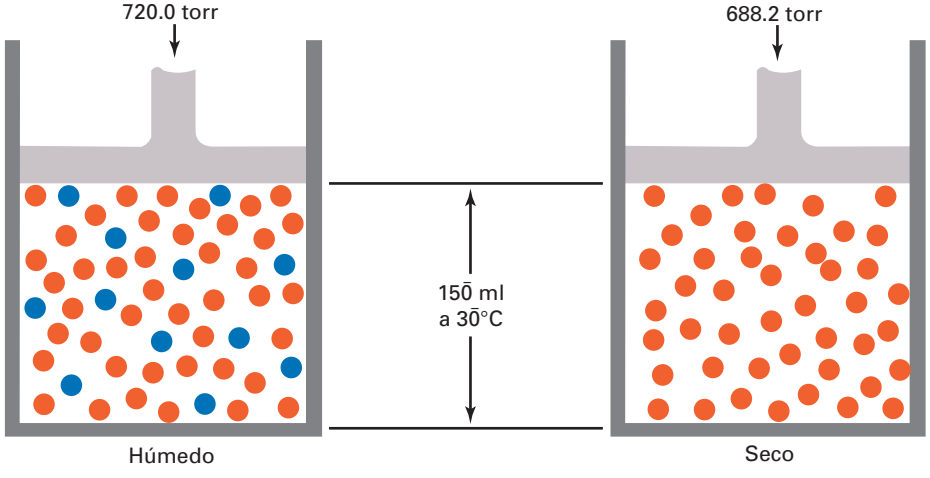


FIGURA 11.8
Presión de un gas húmedo y de un gas seco. Las moléculas de agua se representan como • y las moléculas de gas como •

11.8 Ecuación general del estado gaseoso

Ecuación general del estado gaseoso Fórmula que permite a los científicos variar no sólo la temperatura, presión y volumen de un gas sino también su masa; su expresión matemática es $PV = nRT$, donde P es la presión, V es el volumen, n es la cantidad de gas en moles, T es la temperatura y R la constante universal de los gases. Otros autores llaman a la ecuación del gas ideal, Ecuación general del estado gaseoso.

En las leyes de los gases, la ley de Boyle (véase la sección 11.3), la de Charles (véase la sección 11.4) y la de Gay Lussac (véase la sección 11.5), la masa del gas es fija y una de las tres variables —la temperatura, la presión o el volumen— también es constante. Utilizando una nueva ecuación, la **ecuación general del estado gaseoso**, no sólo podemos variar la temperatura, la presión y el volumen sino también la masa del gas. Podemos establecer en forma matemática la ecuación general del estado gaseoso como sigue

$$\boldsymbol{PV = nRT} \tag{11.21}$$

donde P es presión, V es volumen, n es la cantidad de moles del gas, T es temperatura y R es la constante universal de los gases. Podemos obtener el valor numérico de R sustituyendo valores conocidos de P, V, n y T en la expresión $R = PV/nT$. Ya que sabemos que a TPN [0°C(273 K) y 1.00 atm] 1 mol ($n = 1.00$) de un gas ideal ocupa 22.4 L, podemos calcular R como

$$R = \frac{1.00 \text{ atm} \times 22.4 \text{ L}}{1.00 \text{ mol} \times 273 \text{ K}} = 0.0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Para resolver los problemas en donde se utiliza la ecuación general del estado gaseoso con cuatro variables (moles, temperatura, presión y volumen),* debemos conocer la ecuación general del estado gaseoso y el valor numérico de R con sus *unidades.*

---

*Podemos desarrollar las leyes de Boyle, Charles y Gay Lussac utilizando la ecuación general del estado gaseoso. A partir de la ecuación general del estado gaseoso ($PV = nRT$), manteniendo la masa y la temperatura constantes e igualando la constante de masa y temperatura junto con la constante universal de los gases a una nueva constante (K) obtenemos la ley de Boyle.

(1) $PV = nRT$

(2) $K = nRT$

(3) $PV = K$ [ley de Boyle, ecuación (11.1)]

De nuevo a partir de la ecuación general del estado gaseoso, manteniendo la masa y presión constantes e igualando la masa y presión constantes junto con la constante universal de los gases en una nueva constante (k), obtenemos la ley de Charles.

(1) $PV = nRT$

(2) $\dfrac{V}{T} = \dfrac{nR}{P}$

(3) $k = \dfrac{nR}{P}$

(4) $\dfrac{V}{T} = k$ [Ley de Charles, ecuación (11.6)]

Regresando otra vez a la ecuación general del estado gaseoso, manteniendo la masa y el volumen constantes e igualando la masa y el volumen constantes junto con la constante universal de los gases a una nueva constante k, obtenemos la ley de Gay Lussac.

(1) $PV = nRT$

(2) $\dfrac{P}{T} = \dfrac{nR}{V}$

(3) $k = \dfrac{nR}{V}$

(4) $\dfrac{P}{T} = k$ [Ley de Gay Lussac, ecuación (11.10)]

Como podemos ver, la ecuación general del estado gaseoso incluye las tres leyes de los gases con sus variables (volumen, presión y temperatura) además de la variable moles.

Veamos los siguientes ejemplos.

EJEMPLO 11.10 Calcule el volumen en litros de 2.15 mol de gas oxígeno a 27°C y 1.25 atm.

RESULTADO Utilizando la ecuación general del estado gaseoso, $PV = nRT$, y despejando V (volumen) obtenemos

$$V = \frac{nRT}{P}$$

Sustituyendo los valores de n (2.15 mol), R (0.0821 atm•L/mol•K), T (27°C + 273 = 300 K), y P (1.25 atm), obtenemos lo siguiente

$$V = \frac{2.15 \cancel{\text{mol}} \times 0.0821 \dfrac{\cancel{\text{atm}} \cdot \text{L}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \times 300 \cancel{\text{K}}}{1.25 \cancel{\text{atm}}} = 42.4 \text{ L} \qquad \textit{Respuesta}$$

Clave del estudio: Las unidades *siempre* se deben de trabajar de manera impecable en este tipo de problemas. Si no es así, entonces ¡algo estamos haciendo mal!

EJEMPLO 11.11 0.652 mol de gas oxígeno se encuentran en un cilindro de 10.0 L a 30°C. Calcule la presión en torr.

RESULTADO Utilizando la ecuación general del estado gaseoso, $PV = nRT$, y despejando P (presión), obtenemos

$$P = \frac{nRT}{V}$$

Sustituyendo los valores de n (0.652 mol), R (0.0821 atm•L/mol•K), T (30°C + 273 = 303 K) y V (10.0 L), obtenemos

$$P = \frac{0.652 \cancel{\text{mol}} \times 0.0821 \dfrac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \times 303 \cancel{\text{K}}}{10.0 \text{ L}} = 1.62 \text{ atm}$$

A partir de la ecuación, encontramos la presión en *atmósferas,* pero la respuesta debe estar expresada en *torr*. Ya que 760 torr = 1 atm (sección 11.2), podemos convertir atmósferas a torr como sigue:

$$1.62 \cancel{\text{atm}} \times \frac{760 \text{ torr}}{1 \cancel{\text{atm}}} = 1230 \text{ torr (con tres cifras significativas)} \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 11.12 Calcule la cantidad de gramos de gas oxígeno presentes en un cilindro de 5.25 L a 27°C y 1.30 atm.

RESULTADO Utilizando la ecuación general del estado gaseoso, $PV = nRT$, y despejando n (moles), obtenemos

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Sustituyendo los valores de P (1.30 atm), V (5.25 L), R (0.0821 atm•L/mol•K) y T (27°C + 273 = 300 K), obtenemos:

$$n = \frac{1.30 \cancel{\text{atm}} \times 5.25 \cancel{\text{L}}}{0.0821 \dfrac{\cancel{\text{atm}} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \times 300 \cancel{\text{K}}} = 0.277 \text{ mol gas } O_2$$

Clave del estudio: Observe que V se expresa en litros (L), P se expresa en atmósferas (atm), y T en Kelvin (K), de manera que todas las unidades se cancelarán correctamente con las unidades de R.

La conversión de 0.277 mol de gas oxígeno a gramos se realiza utilizando la masa molar del oxígeno = 32.0 g, calculamos la cantidad de gramos de gas oxígeno como sigue:

$$0.277 \cancel{\text{mol } O_2} \times \frac{32.0 \text{ g } O_2}{1 \cancel{\text{mol } O_2}} = 8.86 \text{ g } O_2 \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 11.6

Resuelva los problemas del 33 al 37.

Calcule el volumen en mililitros de 0.0230 mol de gas nitrógeno a 27°C y 1.15 atm.

(493 mL)

11.9 Problemas relacionados con las leyes de los gases

Diversos tipos de problemas pueden estar relacionados con las leyes de los gases. Todos estos problemas incluyen cálculos del *volumen nuevo cuando ocurren cambios en la temperatura y en la presión.* Vamos a ver tres tipos básicos de problemas. Pueden existir variaciones de estos tres tipos; pero si usted sigue los principios básicos que vamos a señalar, será capaz de resolver cualquier problema similar.

Problemas de masa molecular y de masa molar

En la sección 8.3 calculamos la *masa molecular* y la *masa molar* de un gas encontrando los g/mol, lo cual es numéricamente igual a la masa molecular en uma y a la masa molar en gramos. Para este cálculo necesitábamos conocer la masa del gas, su volumen a TPN y el volumen molar, 22.4 L/mol para cualquier gas a TPN [0°C y 760 mm Hg (torr)].

Por lo general, en el desarrollo normal de un experimento diseñado para determinar la masa molecular de un gas, es difícil medir el volumen del gas específicamente a TPN. Por esta razón, el volumen se mide en ciertas condiciones de temperatura y presión (húmedo o seco). Utilizando las leyes de los gases este volumen se convierte *en el que tendría el gas a TPN estando seco.*

Veamos los siguientes ejemplos.

EJEMPLO 11.13 Calcule la masa molecular y la masa molar de cierto gas si 600 mL del gas medidos a 30°C y 630 torr tienen una masa de 0.600 g.

RESULTADO Primero, corrija el volumen (600 mL) a 30°C y 630 torr en condiciones TPN, de manera que podamos utilizar el volumen molar del gas en el siguiente paso:

$V_{\text{inicial}} = 600 \text{ mL}$ $\quad P_{\text{inicial}} = 630 \text{ torr}$ $\quad \downarrow$ la presión aumenta

$V_{\text{nuevo}} = ?$ $\quad P_{\text{nueva}} = 760 \text{ torr}$ $\quad \downarrow$ el volumen disminuye

$T_{\text{inicial}} = 30 + 273 = 303 \text{ K}$ $\quad \downarrow$ la temperatura disminuye

$T_{\text{nueva}} = 0 + 273 = 273 \text{ K}$ $\quad \downarrow$ el volumen disminuye

$$V_{\text{nuevo}} = V_{\text{inicial}} \times P_{\text{factor}} \times T_{\text{factor}}$$

$$= 600 \text{ mL} \times \frac{630 \cancel{\text{ torr}}}{760 \text{ torr}} \times \frac{273 \cancel{\text{K}}}{303 \text{ K}} = 448 \text{ mL} \qquad \text{(como TPN)}$$

Luego calcule la masa molecular y la masa molar:

$$\frac{0.600\text{ g}}{448\text{ mL (TPN)}} \times \frac{1000\text{ mL}}{1\text{ L}} \times \frac{22.4\text{ L (TPN)}}{1\text{ mol}} = 30.0\text{ g/mol}$$

masa molecular = 30.0 uma *Respuesta*

masa molar = 30.0 g *Respuesta* *

EJEMPLO 11.4

Calcular la masa molecular y la masa molar de determinado gas si 450 mL recolectados sobre agua y medidos a 30°C y 720.0 torr tienen una masa de 0.515 g.

SOLUCIÓN *Primero,* corrija el volumen (450 mL) a 30°C y 720.0 torr en condiciones TPN del *gas seco*, de manera que podamos utilizar el volumen molar.

$V_{\text{inicial}} = 450\text{ mL}$ $P_{\text{inicial}} = 720.0\text{ torr} - 31.8\text{ torr} = 688.2\text{ torr}$ (véase el apéndice V para el dato de la presión de vapor del agua) — la presión aumenta

$V_{\text{nuevo}} = ?$ $V_{\text{nueva}} = 760\text{ torr}$ — el volumen disminuye

$T_{\text{inicial}} = 30 + 273 = 303\text{ K}$ — la temperatura disminuye

$T_{\text{nueva}} = 0 + 273 = 273\text{ K}$ — el volumen disminuye

$V_{\text{nuevo}} = V_{\text{inicial}} \times P_{\text{factor}} \times T_{\text{factor}}$

$$= 450\text{ mL} \times \frac{688.2\text{ torr}}{760\text{ torr}} \times \frac{273\text{ K}}{303\text{ K}} = 367\text{ mL} \quad \text{(gas } \textit{seco}\text{ a TPN)}$$

Después calcule la masa molecular y la masa molar:

$$\frac{0.515\text{ g}}{367\text{ mL (TPN)}} \times \frac{1000\text{ mL}}{1\text{ L}} \times \frac{22.4\text{ L (TPN)}}{1\text{ mol}} = 31.4\text{ g/mol}$$

masa molecular = 31.4 uma *Respuesta*

masa molar = 31.4 g *Respuesta**

*Los *problemas de masa molecular* y *masa molar* se pueden resolver utilizando la ecuación general del estado gaseoso, $PV = nRT$, sustituyendo g/(m.m.) (g es la abreviación de gramos; m.m. es la masa molecular del gas) en lugar de n en la ecuación general del estado gaseoso.

(1) $PV = \dfrac{gRT}{\text{m.m.}}$

(2) $\text{m.m.} = \dfrac{gRT}{PV}$

Una solución alterna al problema del ejemplo 11.13 ilustra la aplicación de esta ecuación. Al sustituir los valores del ejemplo 11.13 en la ecuación (2), obtenemos el valor de la masa molecular. (Observe que V está expresado en litros y P en atmósferas).

$$\text{m.m.} = \frac{0.600\text{ g} \times 0.0821\dfrac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 303\text{ K}}{630\text{ torr} \times \dfrac{1\text{ atm}}{760\text{ torr}} \times 600\text{ mL} \times \dfrac{1\text{ L}}{1000\text{ mL}}}$$

$$= 30.0\text{ g/mol, } 30.0\text{ uma, } 30.0\text{ g} \quad \textit{Respuesta}$$

Trate de resolver este problema utilizando la ecuación general del estado gaseoso (véase el pie de página en la 341, *Respuestas* 31.4 uma, 31.4 g). (*Sugerencia:* Asegúrese de corregir la presión de vapor del agua).

Ejercicio de estudio 11.7

Calcule la masa molecular y la masa molar de cierto gas si 455 mL de gas recolectados sobre el agua y medidos a 27°C y 720.0 mm Hg tienen una masa de 0.472 g (véase el Apéndice V).

(28.0 uma, 28.0 g)

Resuelva los problemas del 38 al 40.

Problemas de densidad

En la sección 8.3 también calculamos la densidad del gas en condiciones TPN. La densidad de un gas no sólo necesita expresarse en condiciones TPN, sino que también puede calcularse a cualquier temperatura y presión. Para hacer esto, lo único que necesitamos es calcular el volumen en las nuevas condiciones de temperatura y presión.

Tú y la Química

Una aplicación de la densidad de los gases se utiliza en los efectos especiales de las producciones de cine o de teatro. El gas dióxido de carbono desciende cuando sublima el hielo seco (CO_2 sólido) (véase la figura 11.9). Esto se debe a que el dióxido de carbono es un gas más denso [cerca de 1.96 g/L (TPN) (44.0 g/mol × 1 mol/22.4 L)] que el aire (con una densidad de casi 1.3 g/L). Cuando en una producción de cine o de teatro se requiere el efecto especial de neblina densa, se deja caer hielo seco en agua caliente. El gas dióxido de carbono desciende hasta el suelo simulando la neblina.

Veamos el siguiente ejemplo.

EJEMPLO 11.15 Calcule la densidad del gas dióxido de azufre en g/L a 640 torr y 30°C.

FIGURA 11.9
El gas dióxido de carbono es más denso que el aire. El hielo seco (CO_2 sólido) se utiliza en las producciones de cine o teatro para los efectos especiales. Ésta es una escena de la película clásica *El hombre lobo* con Lon Chaney, Jr., producida en 1941.

RESULTADO

1. Se calcula la densidad del gas a TPN. La masa molar del dióxido de azufre (SO_2) es de 64.1 g (véase la tabla de las masas atómicas aproximadas en la portada posterior de este texto). Por tanto, podemos calcular la densidad del gas en condiciones TPN como sigue:

$$\frac{64.1\text{ g } SO_2}{1\text{ mol } SO_2} \times \frac{1\text{ mol } SO_2}{22.4\text{ L } SO_2\text{ (TPN)}} = 2.86\text{ g/L (a TPN)}$$

2. Corrija *1.00 L* a TPN para $64\bar{0}$ torr y $3\bar{0}$°C.

$V_{\text{inicial}} = 1.0\bar{0}$ L $\quad P_{\text{inicial}} = 76\bar{0}$ torr $\quad \Big|\downarrow$ la presión disminuye
$V_{\text{nuevo}} = ?$ $\quad P_{\text{nueva}} = 64\bar{0}$ torr $\quad \downarrow$ el volumen aumenta
$T_{\text{inicial}} = 0 + 273 = 273$ K $\quad \Big|\downarrow$ la temperatura aumenta
$T_{\text{nueva}} = 3\bar{0} + 273 = 303$ K $\quad \downarrow$ el volumen aumenta

$$V_{\text{nuevo}} = V_{\text{inicial}} \times P_{\text{factor}} \times T_{\text{factor}}$$

$$= 1.00\text{ mL} \times \frac{76\bar{0}\text{ torr}}{64\bar{0}\text{ torr}} \times \frac{303\text{ K}}{273\text{ K}} = 1.32\text{ L}$$

3. Calcule la densidad a $64\bar{0}$ torr y $3\bar{0}$°C, sabiendo que 2.86 g del gas que ocupó 1.00 L a TPN ahora ocupará un volumen de 1.32 L a $64\bar{0}$ torr y $3\bar{0}$°C.

$$\frac{2.86\text{ g}}{1.32\text{ L}} = 2.17\text{ g/L} \qquad \textit{Respuesta*}$$

Ejercicio de estudio 11.8

Calcule la densidad del gas metano (CH_4) en g/L a $68\bar{0}$ mm Hg y $1\bar{0}$°C.

(0.616 g/L)

Resuelva los problemas del 41 al 43.

Problemas de estequiometría

Como uso final de la leyes de los gases vamos a aplicarlas a los problemas de estequiometría masa-volumen. En la sección 10.5, expresamos el volumen de un gas en condiciones TPN. Aplicando las leyes de los gases podemos expresar este volumen a cualquier temperatura y presión.

*Los *problemas* sobre la *densidad* también se pueden resolver utilizando la ecuación general del estado gaseoso, recordando que la densidad de los gases se mide en gramos por litro; por lo tanto, depejando de la ecuación *g/V* igual a la densidad (*D*), obtenemos:

(1) $PV = nRT$

(2) $PV = \dfrac{gRT}{\text{m.m.}} \qquad n = \dfrac{g}{\text{m.m.}}$

(3) $D = \dfrac{g}{V} = \dfrac{P(\text{m.m.})}{\text{RT}}$

donde m.m. = masa molecular. Al sustituir los valores del ejemplo 11.15 en la ecuación (3), obtenemos el valor para la densidad.

$$D = \frac{64\bar{0}\text{ torr} \times \dfrac{1\text{ atm}}{76\bar{0}\text{ torr}} \times \dfrac{64.1\text{ g}}{\text{mol}}}{0.0821\dfrac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 303\text{ K}}$$

$$= 2.17\text{ g/L} \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 11.16 Calcule el volumen del oxígeno en litros, medido a 35°C y 630 torr que se obtendrían al calentar 10.0 g de clorato de potasio.

$$KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} KCl(s) + O_2(g) \quad \text{(sin balancear)}$$

RESULTADO

1. Balancee la ecuación.

$$2\ KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g)$$

2. Se calcula el volumen de gas oxígeno a TPN. La masa molar de $KClO_3$ es de 122.6 g.

$$10.0\ \text{g } \cancel{KClO_3} \times \underbrace{\frac{1\ \text{mol } \cancel{KClO_3}}{122.6\ \text{g } \cancel{KClO_3}}}_{\text{Paso I}} \times \underbrace{\frac{3\ \text{mol } \cancel{O_2}}{2\ \text{mol } \cancel{KClO_3}}}_{\text{Paso II}} \times \underbrace{\frac{22.4\ \text{L } O_2 \text{ a TPN}}{1\ \text{mol } \cancel{O_2}}}_{\text{Paso III}} = 2.74\ \text{L } O_2 \text{ a TPN}$$

3. Se corrigen los 2.74 L de O_2 a 35°C y 630 torr, entonces tenemos:

$V_{\text{inicial}} = 2.74\ \text{L}$ $P_{\text{inicial}} = 760\ \text{torr}$ | la presión disminuye
$V_{\text{nuevo}} = ?$ $P_{\text{nueva}} = 630\ \text{torr}$ ↓ el volumen aumenta
$T_{\text{inicial}} = 0 + 273 = 273\ \text{K}$ | la temperatura aumenta
$T_{\text{nueva}} = 35 + 273 = 308\ \text{K}$ ↓ el volumen aumenta
$V_{\text{nuevo}} = V_{\text{inicial}} \times P_{\text{factor}} \times T_{\text{factor}}$

$$= 2.74\ \text{mL} \times \frac{760\ \cancel{\text{torr}}}{630\ \cancel{\text{torr}}} \times \frac{308\ \cancel{\text{K}}}{273\ \cancel{\text{K}}} = 3.73\ \text{L de } O_2 \text{ a } 35°\text{C y } 630\ \text{torr} \quad \textit{Respuesta}*$$

EJEMPLO 11.17 Calcular la cantidad de moles de clorato de potasio necesarios para producir 4.13 L de gas oxígeno a 30°C y 680 torr.

$$KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} KCl(s) + O_2(g) \quad \text{(sin balancear)}$$

---

* Los *problemas de estequiometría* relacionados con los gases también se pueden resolver utilizando la ecuación general del estado gaseoso, pero primero se debe calcular la cantidad del *gas*. La disolución alterna al problema del ejemplo 11.16 es como sigue:

1. Se calculan las moles de oxígeno.

$$10.0\ \text{g } \cancel{KClO_3} \times \frac{1\ \text{mol } \cancel{KClO_3}}{122.6\ \text{g } \cancel{KClO_3}} \times \frac{3\ \text{mol } O_2}{2\ \text{mol } \cancel{KClO_3}} = 0.122\ \text{mol } O_2$$

2. Se utiliza la *ecuación* del gas ideal para calcular el volumen del *gas* a 35°C (308 K) y 630 torr.

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$= \frac{0.122\ \cancel{\text{mol}} \times 0.0821 \dfrac{\text{L} \cdot \cancel{\text{atm}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \times 308\ \cancel{\text{K}}}{630\ \cancel{\text{torr}} \times \dfrac{1\ \cancel{\text{atm}}}{760\ \cancel{\text{torr}}}}$$

$$= 3.72\ \text{L} \quad \textit{Respuesta} \text{ (la diferencia se debe al redondeo)}$$

RESULTADO

1. Balancee la ecuación.

$$2\ KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g)$$

2. Calcule el volumen de gas oxígeno a TPN.

$V_{inicial} = 4.13$ L $\quad T_{inicial} = 30\overline{0}°C + 273 = 303$ K $\quad \Big\downarrow$ la temperatura disminuye

$V_{nuevo} = ?$ $\quad T_{nueva} = 0 + 273 = 273$ K $\quad \downarrow$ el volumen disminuye

$P_{inicial} = 68\overline{0}$ torr $\quad \Big\downarrow$ la presión aumenta

$P_{nueva} = 76\overline{0}$ torr $\quad \downarrow$ el volumen disminuye

$$V_{nuevo} = V_{inicial} \times T_{factor} \times P_{factor}$$

$$= 4.13\ L \times \frac{273\ \cancel{K}}{303\ \cancel{K}} \times \frac{68\overline{0}\ \cancel{torr}}{76\overline{0}\ \cancel{torr}} = 3.33\ L\ de\ O_2\ a\ TPN$$

3. Calcule los moles de $KClO_3$ que se necesitan para producir 3.30 L de O_2 a TPN.

$$3.33\ \cancel{L\ O_2\ (TPN)} \times \frac{1\ \cancel{mol\ O_2}}{22.4\ \cancel{L\ O_2\ (TPN)}} \times \frac{2\ mol\ KClO_3}{3\ \cancel{mol\ O_2}} = 0.0991\ mol\ KClO_3 \quad \textit{Respuesta}$$

Trate de resolver este problema utilizando la ecuación general del estado gaseoso. [*Sugerencia:* Después de corregir el volumen del gas oxígeno en condiciones TPN (3.33 L), resuelva los moles de gas oxígeno utilizando la ecuación general del estado gaseoso (0.149 mol) después para las moles del $KClO_3$.] *Respuesta*: 0.0993 mol (la diferencia se debe al redondeo).

Clave del estudio: Este ejemplo difiere del ejemplo 11.6 en el que se proporciona el volumen del gas a obtener (en condiciones diferentes de TPN) en lugar de la masa del reactivo.

Ejercicio de estudio 11.9

Calcule el volumen de gas dióxido de carbono en litros, medido a $30\overline{0}$°C y 0.900 atm que se puede obtener cuando, de acuerdo con la siguiente ecuación, se producen 5.60 g de cobre en la reacción química:

$$Cu_2O(s) + C(s) \xrightarrow{\Delta} Cu(s) + CO_2(g) \quad \text{(sin balancear)}$$

(0.609 L)

Resuelva los problemas del 44 al 46.

LA QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA

El efecto invernadero y el calentamiento global

La deforestación masiva por medio del fuego contribuye a la acumulación del dióxido de carbono en la atmósfera.

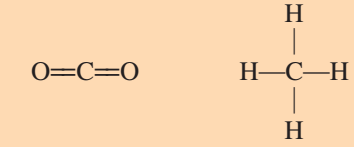
Durante muchos años, las revistas científicas han publicado artículos acerca de las posibilidades de calentamiento global a causa del *efecto invernadero*. Durante los últimos años la prensa popular ha empezado a describir el problema ante su gran público. Si bien una comprensión detallada de todos los factores que intervienen en el efecto invernadero es difícil, usted puede evaluar el problema fundamental. Es posible que quiera darle un repaso al artículo al final del capítulo 6, "La luz solar, energía para la Tierra".

La idea general que sustenta al efecto invernadero se resume en la figura de la siguiente página. En el primer paso (1), la luz con longitud de onda corta y media procedente del sol llega a la Tierra. Una parte de esta luz es absorbida en la superficie de la Tierra y la calienta. La Tierra absorbe en realidad poco menos de la mitad de la luz original procedente del sol. El resto lo absorbe la capa superior de la atmósfera o lo absorbe la atmósfera o la superficie de la Tierra.

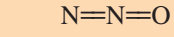
En el segundo paso (2) del proceso, algo de la energía absorbida por la Tierra en el primer paso evapora el agua superficial. Debido a que la temperatura de la Tierra es inferior a la del sol, ésta vuelve a emitir la energía que absorbe, pero en forma de energía luminosa que contiene muy poca energía de luz de longitud de onda corta y una gran proporción de luz infrarroja de longitud de onda larga. Esta energía luminosa la absorben ciertos gases traza en la atmósfera o puede atravesar la atmósfera sin ser absorbida. Puesto que esta luz tiene por lo regular una longitud de onda larga, una gran parte se absorbe en la atmósfera.

En el tercer paso (3) del proceso, los gases traza atmosféricos que absorben la energía en el paso 2 vuelven a emitir esta energía en todas direcciones. De esta manera, gran parte de la energía que emitió la superficie de la Tierra y que fue absorbida por los gases traza se vuelve a dirigir hacia ella. Esta acción reduce el proceso mediante el cual la Tierra y la atmósfera se enfrían y calientan ligeramente. *Mientras las cantidades de gases traza sean razonablemente constantes, la temperatura se estabilizará al mismo nivel.* De hecho, esto es lo que hace a la Tierra habitable.

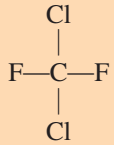
Como puede ver, el papel de los gases traza en este proceso es muy



dióxido de carbono — metano



monóxido de dinitrógeno



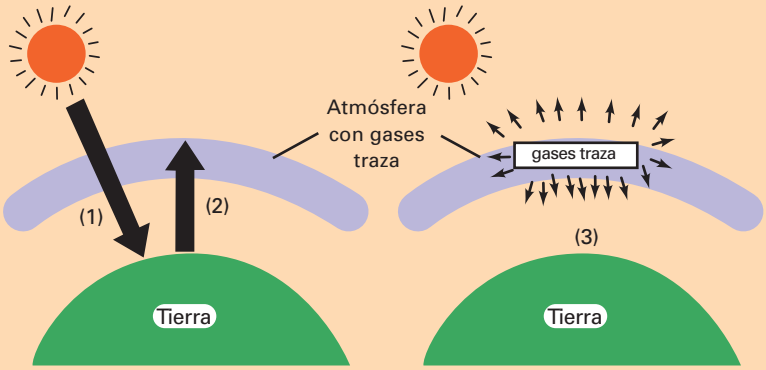
CFC 12
(un clorofluorocarbono)

importante. El nitrógeno (N_2) y el oxígeno (O_2) *no* juegan papeles importantes en la captación de esta energía porque *no absorben* mucha de esta luz de longitud de onda larga. El problema consiste en gases como el metano (CH_4), el monóxido de dinitrógeno (N_2O), el dióxido de carbono (CO_2), y los clorofluorcarbonos (CFC) los cuales *absorben* estas longitudes de onda y desempeñan un papel importante en la captación de esta energía.

A medida que la actividad humana *aumenta* las cantidades de estos gases, la temperatura se eleva. Este calentamiento adicional debido al *incremento* en las cantidades de gases traza es lo que se conoce como *calentamiento global.* Si las cantidades de estos gases se vuelven demasiado grandes, la Tierra y su atmósfera pueden calentarse a temperaturas lo bastante altas para causar cambios dramáticos en los patrones meteorológicos.

Este proceso es algo análogo a la acción de lanzar un yoyo hacia el piso. Usted actúa como el Sol, y el piso actúa como la Tierra. Si alguien colocara una paleta de madera entre usted y el piso, entonces el yoyo no podría regresar a usted y quedaría atrapado entre la paleta y el piso. La paleta de madera actúa como gases traza (metano, monóxido de dinitrógeno, dióxido de carbono y fluorocarbonos).

La mayor parte de los incrementos en estos gases se debe a la industralización de nuestra sociedad o al incremento de la población mundial. Si bien el CO_2 se puede eliminar de la atmósfera a través de las plantas verdes o a la absorción en el océano, los otros tres gases traza principales (CH_4, N_2O y los clorofluorocarbonos) permanecen en la atmósfera durante muchos años.



(1) La luz de onda corta proveniente del Sol es absorbida por la Tierra. (2) Esta energía es remitida como luz de onda larga, la cual es absorbida por los gases traza de la atmósfera. (3) Los gases traza reemiten esta energía absorbida en todas direcciones, mucha de ella de regreso a la Tierra.

La variabilidad natural de las temperaturas globales dificulta el saber si la Tierra se está calentando realmente.

Aunque se espera que los incrementos anuales sean muy pequeños (menores que 0.1°C), muchos científicos calculan que el efecto global puede ser hasta de 2 a 6°C durante los próximos 100 años a menos que seamos capaces de reducir las cantidades de estos gases que liberamos a la atmósfera. Este incremento puede parecer pequeño, pero un calentamiento global de sólo 2°C podría ser desastroso. Una fusión importante de las masas de hielo polar elevaría el nivel del mar lo suficiente para inundar los principales centros de población costeros. Las principales áreas agrícolas podrían perder su temporada de lluvias y volverse desérticas. Especies completas de vida vegetal podrían extinguirse a causa de los cambios climáticos. En el mejor de los casos, nuestra sociedad industrializada podría soportar graves fracturas. En el peor, el abastecimiento de alimentos se vería afectado y ocasionaría hambruna por todo el mundo.

Aunque los científicos coinciden en que estas cosas *pueden* suceder, todavía no hay un acuerdo general acerca de cuándo sucederían, lo severo que serían sus efectos o si el calentamiento global ya se ha iniciado. Hasta el momento, hay factores que todavían no se comprenden. Aun si los científicos pudieran indicarnos lo que está sucediendo, para evitar las consecuencias del calentamiento global necesitaríamos hacer grandes cambios en los patrones de conducta de la existencia humana.

Resumen

En este capítulo examinamos las características y el comportamiento de los gases: expansión, forma o volumen indefinidos, compresión, baja densidad y miscibilidad. Este comportamiento se basa en la teoría cinética, que establece que el calor y el movimiento están relacionados y que las partículas de toda materia están en cierta medida en movimiento. El calor es un indicio de este movimiento. La teoría cinética explica las características y propiedades de los gases así como de la materia en general (sección 11.1).

La presión de un gas es la fuerza por unidad de área que ejerce ese gas sobre las paredes de su recipiente. Las unidades de presión más comunes incluyen las libras por pulgada cuadrada, los torr, los centímetros de mercurio y las atmósferas (sección 11.2).

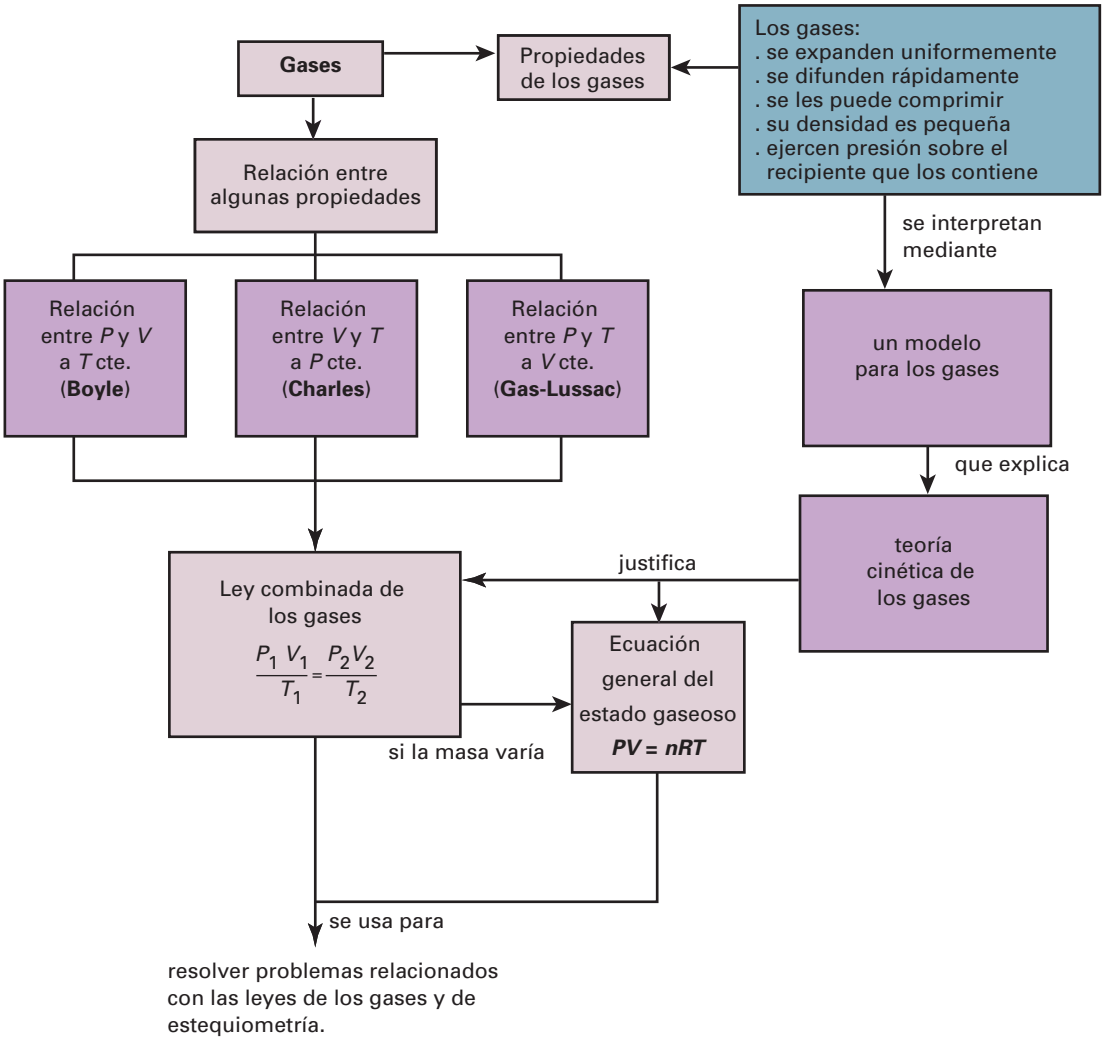
Las relaciones entre presión, temperatura y volumen para una determinada muestra de gas están definidas por diversas leyes de los gases. De acuerdo con la ley de Boyle, a temperatura constante, el volumen es inversamente proporcional a la presión (sección 11.3). De acuerdo con la ley de Charles, a presión constante, el volumen es directamente proporcional a la temperatura en Kelvin (sección 11.4). De acuerdo con la ley de Gay Lussac, a volumen constante, la presión es directamente proporcional a la temperatura en Kelvin (sección 11.5). Estas tres sencillas leyes de los gases o ley combinada de los gases sirve para resolver una serie de problemas (sección 11.6).

La ley de Dalton de las presiones parciales se utiliza para las mezclas de los gases como las que encontramos en nuestra vida diaria. La presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones que ejercen los gases individuales si éstos se encontraran solos en el recipiente (sección 11.7).

La ecuación general del estado gaseoso, $PV = nRT$, relaciona la presión (P), el volumen (V), la temperatura (T en Kelvin) y la *cantidad del gas* (n en moles) utilizando la constante universal de los gases, R (sección 11.8).

Todas las leyes de los gases pueden utilizarse para resolver una serie de problemas que incluyen el cálculo de las masas molares y las masas moleculares, las densidades de los gases y los problemas de estequiometría en que participan gases (sección 11.9).

Diagrama temático



Ejercicios

1. Defina o explique los siguientes términos (el número entre paréntesis se refiere a la sección del texto donde se menciona el término):

a. gas (11.1)
b. teoría cinética (11.1)
c. gases ideales (11.1)
d. gases reales (11.1)
e. presión (11.2)
f. presión normal (11.2)
g. ley de Boyle (11.3)
h. ley de Charles (11.4)
i. ley de Gay Lussac (11.5)
j. ley de las presiones parciales de Dalton (11.7)
k. ecuación general del estado gaseoso (11.8)

2. Diga cuál es la diferencia entre:
   a. un gas real y un gas ideal
   b. presión en lb/pulg^2 y en centímetros de mercurio
   c. fuerza y presión
   d. presión torr y centímetros de mercurio
3. Identifique las siguientes expresiones matemáticas relacionándolas con las leyes de Charles, de Boyle, de Dalton de las presiones parciales o de Gay Lussac:
   a. $V \propto T$
   b. $P_t = P_1 + P_2 + P_3$
   c. $V \propto \frac{1}{P}$
   d. $P \propto T$
4. Enumere cinco características generales de los gases.
5. Enumere las cinco suposiciones que se hacen para aplicar la teoría cinética a los gases, expresándolas en sus propias palabras, según como usted las entienda.
6. ¿Bajo qué condiciones de temperatura y presión el comportamiento de los gases reales se desvía en forma apreciable de aquél de los gases ideales?
7. La presión atmosférica normal se puede expresar en muchas formas como se muestra en la sección 11.2. Utilice el análisis dimensional para mostrar que 14.7 lb/pulg^2 y 1.013×10^5 Pa [1 Pa = 1 newton (N/m^2)] son equivalentes. *Sugerencia:* 1 pulg = 2.54 cm y 1 N = 0.255 lb. El newton es la unidad de fuerza en el SI.

Problemas

La tabla de masas atómicas aproximadas que está en la contraportada del libro contiene las masas atómicas, y en el Apéndice V se encuentra la presión de vapor del agua a diversas temperaturas.

Ley de Boyle (véase la sección 11.3)

8. Una muestra de un gas tiene un volumen de 285 mL medido a 25°C y 76$\overline{0}$ mm Hg. ¿Qué volumen en mililitros ocupará a 25°C y 195 mm Hg?
9. El volumen de una masa de gas es de 325 mL a 1$\overline{0}$°C y 38$\overline{0}$ torr. ¿Cuál será su volumen en mL si se le mide a 1$\overline{0}$°C y 2.00 atm?
10. ¿Qué presión final en torr debe aplicarse a una muestra de gas que tiene un volumen de19$\overline{0}$ mL a 2$\overline{0}$°C y 75$\overline{0}$ torr de presión para permitir la expansión del gas a un volumen de 6$\overline{00}$ mL a 2$\overline{0}$°C?
11. El volumen de un gas es de 10.1 L a 10.0 atm y 273 K. Calcule la presión en atm del gas si su volumen cambia a 5$\overline{00}$ mL mientras que la temperatura permanece constante.

Ley de Charles (véase la sección 11.4)

12. Una muestra de gas ocupa 185 mL a 1$\overline{0}$°C y 75$\overline{0}$ mm Hg. ¿Qué volumen en mL ocupará el gas a 2$\overline{0}$°C y 75$\overline{0}$ mm Hg?
13. Un gas ocupa un volumen de 87.0 mL a 27°C y 74$\overline{0}$ torr. ¿Qué volumen en mL ocupará el gas a 5°C y 74$\overline{0}$ torr?

14. Un gas ocupa un volumen de 13$\overline{0}$ mL a 27°C y 63$\overline{0}$ torr. ¿A qué temperatura en °C ocuparía un volumen de 80.0 mL a 63$\overline{0}$ torr?

15. El volumen de un gas es de 2$\overline{00}$ mL a 3$\overline{0}$°C. ¿A qué temperatura en °F ocuparía el volumen de 26$\overline{0}$ mL, suponiendo que la presión permanece constante?

Ley de Gay Lussac (véase la sección 11.5)

16. Una muestra de gas ocupa 1$\overline{0}$.0 L a 11$\overline{0}$ torr y 3$\overline{0}$°C. Calcule su presión en torr si la temperatura cambia a 127°C mientras que el volumen permanece constante.

17. La temperatura de 2$\overline{00}$ mL de un gas que inicialmente se encontraba en condiciones TPN cambió a −35°C a volumen constante. Calcule la presión final del gas en torr.

18. Un gas ocupa un volumen de 50.0 mL a 3$\overline{0}$°C y 63$\overline{0}$ mm Hg. ¿A qué temperatura en °C alcanzaría una presión de 77$\overline{0}$ mm Hg si el volumen permanece constante?

19. Una muestra de gas ocupa un volumen a 5.00 L a 7$\overline{00}$ torr y 27°C. ¿A qué temperatura en °C la presión sería de 62$\overline{0}$ torr si el volumen permanece constante?

Combinación de las leyes de los gases (véase la sección 11.6)

20. Cierto gas ocupa un volumen de 495 mL a 27°C y 74$\overline{0}$ torr. ¿Qué volumen en mL ocuparía a TPN?

21. Cierto gas tiene un volumen de 205 mL a 2$\overline{0}$°C y 1.00 atm. Calcule su volumen en mL a 6$\overline{0}$°C y 6$\overline{00}$ mm Hg.

22. Un gas tiene un volumen de 265 mL a 25°C y 6$\overline{00}$ mm Hg. Calcule su volumen en mL a TPN.

23. Una muestra de gas tiene un volumen de 5.10 L a 27°C y 635 mm Hg. Su volumen y temperatura cambia a 2.10 L y 1$\overline{00}$°C, respectivamente. Calcule la presión en mm Hg en estas condiciones.

24. Un gas mide 31$\overline{0}$ mL a TPN. Calcule su presión en atmósferas si el volumen cambia a 45$\overline{0}$ mL y la temperatura a 6$\overline{0}$°C.

25. Determinada muestra de gas tiene un volumen de 4.40 L a 6$\overline{0}$°C y atm de presión. Calcule su presión en atmósferas si el volumen cambia a 5.00 L y la temperatura a 3$\overline{0}$°C.

26. Un gas mide 15$\overline{0}$ mL a TPN. Calcule su temperatura en °C si el volumen cambia a 32$\overline{0}$ mL y la presión a 95$\overline{0}$ torr.

27. Un gas tiene un volumen de 125 mL a 57°C y 64$\overline{0}$ torr. Calcule su temperatura en °C si el volumen aumenta a 325 mL y la presión disminuye a 59$\overline{0}$ torr.

28. Un gas tiene un volumen de 2.50 L a 27°C y 1.00 atm. Calcule su temperatura en °C si el volumen disminuye a 1.90 L y la presión disminuye a 0.870 atm.

Ley de las presiones parciales de Dalton (véase la sección 11.7)

29. Una mezcla de gases a 2$\overline{0}$°C y con un volumen de 2.00 L tiene las siguientes presiones parciales para cada uno de sus componentes: oxígeno, 18$\overline{0}$ torr; nitrógeno, 32$\overline{0}$ torr; hidrógeno, 246 torr.

a. Calcule la presión total de la mezcla en torr.

b. Calcule el volumen en litros a TPN que ocuparían los gases que quedan al eliminar en forma selectiva el hidrógeno.

30. Una mezcla de gases a $5\overline{0}$°C y con un volumen de $45\overline{0}$ mL tiene las siguientes presiones parciales para cada uno de sus componentes: helio, $12\overline{0}$ torr; argón, $18\overline{0}$ torr; criptón, $6\overline{0}$ torr; xenón, 25 torr.

a. Calcule la presión parcial de la mezcla en torr.

b. Calcule el volumen en mL a TPN que ocuparían los gases restantes si se separa el criptón en forma selectiva.

31. El volumen de una muestra de oxígeno recolectada sobre el agua es de 165 mL a 25°C y 600.0 torr. Calcule el volumen en mL del oxígeno seco a TPN.

32. El volumen de nitrógeno recolectado sobre el agua es de 225 mL a 25°C y 700.0 torr. Calcule el volumen en mL del nitrógeno seco a TPN.

Ecuación general del estado gaseoso (véase la sección 11.8)

33. Calcule el volumen en mL de 0.0270 mol de gas nitrógeno a $3\overline{0}$°C y 1.10 atm.

34. Calcule la presión en atmósferas de 16.8 g de gas nitrógeno que ocupa un cilindro de 10.0 L a 35°C.

35. Calcule la temperatura en °C de 0.310 mol de gas nitrógeno que ocupa un cilindro de 10.0 L a 0.950 atm.

36. Calcule la cantidad de moles de gas oxígeno (O_2) contenido en un cilindro de 4.25 L a $3\overline{0}$°C y 0.900 atm.

37. Calcule la cantidad de gramos de gas oxígeno (O_2) contenido en un cilindro de 6.00 L a 27°C y $8\overline{00}$ torr. (*Sugerencia:* Convierta la presión de torr a atmósferas).

Problemas de masa molecular y masa molar relacionados con las leyes de los gases (véase la sección 11.9)

38. ¿Cuál es la masa molecular y cuál la masa molar de un gas si 485 mL medidos a $3\overline{0}$°C y $6\overline{00}$ torr tienen una masa de 0.384 g?

39. Un volumen de 0.972 L de un gas medido a $5\overline{0}$°C y $7\overline{00}$ torr tiene una masa de 0.525 g. Calcule su masa molecular y su masa molar.

40. Calcule la masa molecular y la masa molar de un gas si 225 mL del gas recolectado sobre el agua y medido a 27°C y 685.0 torr tienen una masa de 0.288 g.

Problemas sobre densidad relacionados con las leyes de los gases (véase la sección 11.9)

41. Calcule la densidad del gas dióxido de carbono en g/L a 35°C y 3.00 atm.

42. Calcule la densidad del gas metano (CH_4) en g/L a -45°C y $3\overline{00}$ torr.

43. Calcule la densidad del gas monóxido de carbono a $1\overline{0}$°C y 0.900 atm.

Problemas de estequiometría relacionados con las leyes de los gases (véase la sección 11.9)

44. Calcule la cantidad de mL de gas hidrógeno a 27°C y $64\overline{0}$ torr que se producen al hacer reaccionar 0.520 g de magnesio con ácido clorhídrico en exceso.

$$Mg(s) + HCl(aq) \longrightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g) \quad \text{(sin balancear)}$$

45. Calcule la cantidad de moles de nitrato de potasio que se necesitan para producir 4.25 L de gas oxígeno a 30°C y 710 mm Hg.

$$KNO_3(s) \xrightarrow{\Delta} KNO_2(s) + O_2(g) \quad \text{(sin balancear)}$$

46. Calcule la cantidad de gramos de clorato de potasio que se necesitan para producir 385 mL de gas oxígeno a 27°C y 650 mm Hg.

$$KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} KCl(s) + O_2(g) \quad \text{(sin balancear)}$$

Problemas generales

47. Calcule la masa molecular y la masa molar de un gas que tiene una densidad de 2.20 g/L a 27°C y 460 mm Hg.

48. Calcule la cantidad de moléculas de oxígeno que hay en 4.50 L de oxígeno gaseoso medido a 27°C y 800 torr. (*Sugerencia:* Véanse las secciones 8.2 y 8.3).

49. Un hidrocarburo tiene una densidad de 2.30 g/L a 27°C y 500 torr. Su composición es de 83.7% de carbono y 16.3% de hidrógeno. ¿Cuál es su masa molecular y cuál su fórmula molecular? (*Sugerencia:* Véase la sección 8.5).

50. Un hidrocarburo tiene una densidad de 0.681 g/L a 37°C y 438 torr. Su composición es de 80% carbono y 20.0% hidrógeno. ¿Cuál es su masa molecular y cuál su fórmula molecular? *(Sugerencia:* Véase la sección 8.5).

51. El halonato (fluotano) es un anestésico líquido general no inflamable y no irritante que muchas veces es superior al éter etílico. Su fórmula es 2-bromo-2-cloro-1,1,2-trifluroetano A 57°C y 640 torr, 0.529 g de gas ocupa un volumen de 86.4 mL. Su composición es de 12.2% de carbono, 0.5% de hidrógeno, 40.5% de bromo, 18.0% de cloro y 28.9% de flúor. Calcule la masa molecular y la fórmula molecular del halotano. (*Sugerencia:* Véase la sección 8.5).

52. Utilizando la ecuación del gas ideal, $PV = nRT$, calcule el valor de R en unidades $Pa \cdot m^3/(mol \cdot K)$. (*Sugerencia:* Presión normal $= 1.013 \times 10^5$ Pa; $1\ m^3 = 1000$ L).

53. La presión en un neumático es igual a la presión total que ejerce el vehículo sobre el suelo. Piense en una bicicleta conducida por uno de los autores (GWD). El peso de la bicicleta es de 30 libras. La presión del neumático es de 60 libras por pulgada cuadrada (psi). La superficie de cada neumático que está en contacto con el suelo es equivalente a un rectángulo de 1.0×1.7 pulgadas. Calcule el peso del autor en libras con dos cifras significativas.

54. El mármol o la piedra caliza ($CaCO_3$) reaccionan con ácido clorhídrico acuoso para producir dióxido de carbono. Calcule la cantidad de mL de dióxido de carbono a 18°C y 715 torr que se pueden generar a partir de 87.0 g de piedra caliza.

Cuestionario del capítulo 11

ELEMENTO	UNIDADES DE MASA ATÓMICA (uma)
Mg	24.3
N	14.0

1. Cierto gas ocupa 275 mL a 1.00 atm y 27°C. ¿Qué volumen en mililitros ocuparía a 10.00 atm y 100°C ?

2. Se recolectan sobre agua exactamente 525 mL de oxígeno gaseoso a 27°C y 627 torr. Calcule el volumen de gas oxígeno *seco* a TPN. La presión de vapor del agua a 27°C es de 27 torr.

3. Calcule la masa molecular y la masa molar de un gas si 1.20 g tiene un volumen de $\overline{550}$ mL a 27°C y $\overline{700}$ torr de presión.

4. Calcule la densidad del gas nitrógeno a 27°C y 1.25 atm de presión.

5. Calcule el volumen en litros del nitrógeno que se necesita para reaccionar con 12.5 g de magnesio a 645 torr y 27°C de acuerdo con la siguiente ecuación sin balancear:

$$Mg(s) + N_2(g) \xrightarrow{\Delta} Mg_3N_2(s) \quad \text{(sin balancear)}$$

Oxígeno
(Símbolo: O)

El oxígeno es normalmente un gas a temperatura ambiente, pero se licua a −183°C (1 atm) para formar un líquido azul pálido.

El elemento OXÍGENO: química y vida sobre la Tierra

Nombre: Del griego *oxi-* y del francés *-gen*, significa "productor de ácido". Diversos ácidos sencillos (capítulos 7 y 15) contienen oxígeno en la forma combinada.

Apariencia: Es un gas incoloro, inodoro y sin sabor. Es posible licuarlo para producir un líquido de color azul pálido y se puede solidificar para producir un sólido azul claro.

Abundancia: El oxígeno se encuentra como un gas diatómico (O_2) y también como ozono (O_3). El oxígeno constituye el 21% del aire atmosférico seco como O_2 y 47% de la corteza terrestre pricipalmente en forma de óxidos y silicatos. La concentración de ozono en la atmósfera varía con la localización, altitud y época de año, pero por lo común la variación es muy pequeña (casi 1×10^{-6}%).

Origen: Se obtiene en forma comercial mediante la licuefacción a gran escala y la destilación del aire.

Usos comunes: Casi la mitad de todo el oxígeno que se produce en forma comercial se utiliza en la industria del acero. La producción del hierro grado acero con las diferentes aleaciones de acero y aceros inoxidables requieren grandes cantidades de gas oxígeno.

El oxígeno se utiliza en la producción de diversas sustancias químicas industriales importantes, como el ácido sulfúrico (el ácido de la batería).

Los usos médicos del oxígeno incluyen el tratamiento en problemas respiratorios y en cirugía a los pacientes con anestesia.

El oxígeno se utiliza como combustible o como oxidante para la propulsión de los vehículos espaciales. El transbordador espacial de América es un buen ejemplo de esta aplicación.

Acontecimientos raros: Si bien el oxígeno es una necesidad absoluta para la vida en la Tierra, existen riesgos asociados con éste. La combustión de materiales flamables se lleva a cabo con explosiones en presencia de oxígeno puro. Una de estas consecuencias trágicas fue el incendio que destruyó una cápsula espacial *Apolo* y terminó con la vida de tres astronautas durante una prueba hace algunos años (enero de 1967).

Química sustentable y CTS

¿Qué es el sida?

El sida, o *síndrome de inmunodeficiencia adquirida*, ataca al sistema inmunológico; es decir, reduce la capacidad que tiene del organismo de combatir las enfermedades. Las personas con sida por lo general padecen una más de estas enfermedades:

- *Sarcoma de Kaposi*, una forma rara de cáncer en la piel.
- *Pneumocystis carinii,* una forma rara de neumonía.
- *Tuberculosis*.
- *Demencia* y otras enfermedades neurológicas.
- *Diarrea grave*.

Las personas con sida son susceptibles a infecciones producidas por organismos normalmente inofensivos.

¿Cuáles son las causas del sida?

El sida es causado por el *virus de la inmunodeficiencia* que al destruir los glóbulos blancos, impide el funcionamiento normal del sistema inmunológico.

El virus se transmite por contacto directo con la sangre contaminada, el semen y otras secreciones de los genitales. La transmisión por medio de la sangre puede ocurrir en las personas adictas a las drogas que comparten las agujas hipodérmicas utilizadas por vía intravenosa. Cuando no había análisis para detectar este virus, las transfusiones de sangre causaban la contaminación.

El sida, generalmente, afecta a las personas que, por su estilo de vida, se incluyen en los llamados "grupos con conductas de alto riesgo". Estos grupos son homosexuales o bisexuales que tienen múltiples relaciones sin el uso del condón, y que practican sexo anal; drogadictos que comparten las agujas hipodérmicas; los hemofílicos y las personas que recibieron transfusiones de sangre antes de 1985; aquéllos que tienen contacto sexual con personas de estos grupos. También una mujer infectada puede contagiar al feto antes del parto.

En raros casos, quienes tiene sida han contagiado a dentistas y doctores. Pocas personas han sido contagiadas por profesionales de la salud.

¿Cómo se diagnostica y se trata el sida?

Un análisis de sangre puede determinar si una persona tiene anticuerpos contra el virus VIH. También se diagnostica por la presencia de los síntomas del sida:

- Inflamación de los ganglios linfáticos
- Pérdida inexplicable de peso

- Sudores nocturnos
- Fiebre intermitente
- Diarrea
- Dolor de cabeza
- Mucha fatiga y debilidad
- Infecciones frecuentes

Los enfermos de sida necesitan mantenerse en buen estado de salud, llevando una dieta balanceada, cumpliendo con el reposo necesario y evitando cualquier infección

El sida, una vez que se contrae, es fatal; aunque muchas personas tienen anticuerpos al VIH y no presentan síntomas. Otras desarrollan complicaciones relacionadas con el sida y sólo presentan síntomas menores

Por el momento, no hay cura para el sida. Existe un número creciente de tratamientos que prolongan la vida del paciente y que minimizan los síntomas. Nuevos medicamentos son analizados constantemente. Recientes investigaciones indican que los tratamientos intensivos e inmediatos a la detección de anticuerpos del virus VIH, retardan la aparición de los síntomas del sida. En estos tratamientos se suministra AZT (Retrovir) y/o DDI, junto con otros antibióticos y medicamentos contra el virus.

Cómo prevenirse contra el sida

Es mejor prevenir que lamentar, lo más recomendable es evitar las causas que lo desarrollan.

En fechas recientes, febrero de 2005, el Departamento de Salud e Higiene Mental de Nueva York, informó de la existencia de un nuevo y letal virus de la inmunodeficiencia humana al cual se le da denominado "*megavirus*". Más agresivo, y resistente que el VIH conocido, en realidad no está confirmado que se trate de un nuevo virus, sino de cepas del VIH multirresistentes a la acción de los fármacos antirretrovirales.

Como la mayoría de los virus, el del sida, también sufre cambios en su estructura interna, gracias a los cuales se adapta a los medicamentos antirretrovirales existentes hasta ahora, razón por la que todavía no se ha podido inventar una cura contra la enfermedad.

La existencia de cepas resistentes enfatiza la importancia de tomar en cuenta las medidas de prevención, que puede practicar cualquier persona, de cualquier medio o condición social, y evitar otros factores de riesgo, como la punción con agujas, los tatuajes o la perforación para la colocación de arillos y/o aretes (piercing). En estos casos, deben exigirse siempre el uso de agujas desechables.

Un dato que no hay que pasar por alto es que actualmente la incidencia de sida en México ocupa el tercer lugar en América, después de Estados Unidos y Brasil.

Explícalo tú: Gases

Colocar unas gotas de agua dentro de una botella de vidrio, calentar suavemente; luego colocar un huevo cocido (pelado) sobre la boca de la botella y observar lo que pasa.

Utilizar los conocimientos sobre la naturaleza y el comportamiento de los gases para explicar este fenómeno.

Capítulo 12

Líquidos y sólidos

Los líquidos y los sólidos se encuentran por todas partes en nuestra vida diaria.

Objetivos del capítulo 12

1. Identificar las seis características generales de los líquidos y relacionarlas con la teoría cinética (sección 12.1).
2. Describir los procesos de condensación y evaporación en términos del comportamiento de las moléculas (sección 12.2).
3. Definir la presión de vapor y explicar cómo se llega al equilibrio dinámico entre un líquido y su vapor (sección 12.3).
4. Definir el punto de ebullición y cómo se afecta al disminuir o incrementar la presión, y calcular los cambios de energía al pasar del estado líquido al gaseoso y viceversa (sección 12.4).
5. Describir cómo se utiliza la destilación para purificar un líquido (sección 12.5).
6. Definir la tensión superficial y la viscosidad de un líquido y las fuerzas de atracción involucradas (sección 12.6).
7. Identificar las seis características generales de los sólidos y relacionarlas con la teoría cinética (sección 12.7).
8. Definir los sólidos cristalinos y los sólidos amorfos y conocer la diferencia entre ambos (sección 12.8).
9. Definir los puntos de fusión y de congelación y cómo se afectan al incrementar la presión, describir los procesos de fusión o solidificación en términos del comportamiento de las moléculas, y calcular los cambios de energía del estado sólido al estado líquido y viceversa (sección 12.9).
10. Definir la sublimación y depositación en términos del comportamiento de las moléculas (sección 12.10).
11. Calcular el calor que se libera o que se requiere durante los cambios entre los tres estados físicos de la materia: sólido, líquido y gaseoso (sección 12.11).

Cuenta regresiva

Elemento	Unidades de masa atómica (uma)
C	12.0
H	1.0
Hg	200.6
N	14.0
O	16.0

5. Realice las operaciones matemáticas que se indican y exprese su respuesta con el número adecuado de cifras significativas (secciones 2.5 y 2.6).

c.
289.2
47.63
32.3
(369.1)

b.
2,400
6,000
28,200
(36,600)

c. $1.00 \times 35.0(45 - 25) =$ (700)

d. $\dfrac{28{,}500}{(36 - 21)} =$ (1900)

4. Calcule el número de kilocalorías en 9250 cal (secciones 2.2, 2.8, Conversiones métricas y 3.5).

(9.25 kcal)

3. Calcule el número de calorías de calor necesarias para elevar la temperatura de 25.0 g de mercurio líquido de 35.0° a 85.0°C. El calor específico del mercurio líquido es 0.0331 cal/(g•°C) (sección 3.5).

(41.4 cal)

2. Calcule la masa molecular y la masa molar de lo siguiente (secciones 8.1 y 8.2):

a. etano (C_2H_6) (30.0 uma, 30.0g)

b. nitrato de mercurio(II) $[Hg(NO_3)_2]$ (324.6 uma, 324.6 g)

1. Calcule el número de gramos de lo siguiente (sección 8.2):

a. 1.50 mol de etano (C_2H_6) (45.0g)

b. 0.385 mol de nitrato de mercurio(II) $[Hg(NO_3)_2]$

(125 g)

Los líquidos y los sólidos se pueden encontrar por todas partes en nuestra vida cotidiana. El líquido y sólido más importante es el agua. Se han librado verdaderas batallas por "los derechos del agua". En el invierno nos preocupamos por el hielo sobre las carreteras. Estamos constituidos principalmente por agua (60%), y la necesitamos para vivir (casi 2.5 L diarios). En este capítulo, veremos la naturaleza de los líquidos y los sólidos y algunas de las leyes químicas que nos permiten predecir su comportamiento.

12.1 El estado líquido

En el capítulo 11 dijimos que los gases comparten algunas características que pueden explicarse a través de la teoría cinética. Esta misma teoría se aplica por igual a sólidos y líquidos. En estas sustancias, las partículas también se encuentran en movimiento en mayor o menor grado, y el calor es un reflejo de este movimiento. Las diferencias entre los diversos estados físicos de la materia, entonces, son las diferencias en el grado de este *movimiento*.

Por ejemplo, recuerde que en la sección 11.1 vimos que los *gases ideales* consisten en moléculas o átomos que ocupan sólo una pequeña porción del volumen total del gas, no se atraen ni repelen entre sí, y son perfectamente elásticas en sus colisiones. Por el contrario, en los **líquidos** las moléculas se encuentran más próximas, ejercen alguna fuerza de atracción o de repulsión entre sí, y no son perfectamente elásticas. El resultado son las siguiente seis características generales de los líquidos:

Líquido Uno de los tres estados de la materia; se caracteriza por: (1) expansión limitada, (2) falta de forma característica, (3) conservación del volumen, (4) baja compresibilidad, (5) alta densidad, y (6) se mezcla con otros líquidos (por lo general, lentamente).

1. *Expansión limitada*. Los líquidos no se expanden infinitamente como los gases.
2. *Forma*. Los líquidos no tienen una forma característica y toman la del recipiente que los contiene. ¡Esta característica es evidente cuando usted derrama un vaso de leche!
3. *Volumen*. Los líquidos conservan su volumen sin importar el tamaño del recipiente que los contiene.
4. *Compresibilidad*. Los líquidos sólo son ligeramente compresibles cuando ocurre algún cambio de temperatura o presión. Esta falta de compresibilidad es evidente en el fluido de frenos del sistema hidráulico de frenado en un automóvil. Si el fluido se pudiera comprimir en forma considerable, la presión aplicada sobre el pedal comprimiría el fluido y el automóvil no se detendría. En lugar de eso, la presión de su pie se transfiere a través del fluido de frenos en el sistema hasta el tambor de frenado.
5. *Alta densidad*. Los líquidos tienen densidades mucho mayores que las de los gases. Como vimos en la sección 2.2, los químicos por lo general miden la densidad de un gas en g/L, pero miden las densidades de los líquidos en g/mL. Por ejemplo, el agua en estado líquido a $1\overline{00}$°C y $76\overline{0}$ torr tiene una densidad de 0.958 g/mL, pero el agua en el estado gaseoso bajo las mismas condiciones tiene una densidad de sólo 0.598 g/L (0.000598 g/mL). Así el agua líquida es más densa que el vapor de agua por un factor de 1600 veces.
6. *Miscibilidad*. Las moléculas de un líquido, como las moléculas del gas, se encuentran en movimiento constante. A diferencia de las moléculas de gas, una molécula en un líquido puede moverse sólo a una corta distancia antes de chocar con otra molécula, reduciendo su movimiento. Por tanto, un líquido se mezcla con otro líquido en el cual es soluble, pero esta miscibilidad es mucho más lenta en los líquidos que en los gases, como es evidente si usted trata de mezclar miel y agua.

12.2 Condensación y evaporación

A pesar de las diferencias entre los sólidos y los líquidos, los dos están estrechamente vinculados. A diferencia de los gases *ideales*, los gases *reales* implican alguna atracción entre las moléculas. Si las moléculas de los gases reales se encuentran bastante separadas (es decir, si la presión es baja) y si la temperatura es lo bastante alta, los gases reales actúan de la misma manera que los gases ideales debido a que la energía cinética de las moléculas nulifica la débil atracción involucrada. Sin embargo, si la *temperatura* de este gas real se *reduce* y la *presión* se *incrementa*, estas fuerzas de atracción pueden superar parcialmente la energía cinética de las moléculas, y el gas real se desviará del comportamiento que predicen las leyes de los gases.

Los gases reales se pueden licuar cuando estas fuerzas de atracción superan la energía cinética de las moléculas lo suficiente para mantenerlas confinadas en un volumen relativamente pequeño. Podemos lograr este efecto disminuyendo la temperatura (reduciendo la energía cinética de las moléculas) y/o al aplicar presión de manera que las moléculas se junten, permitiendo que las fuerzas de atracción sean mayores, como se muestra en la figura 12.1. El resultado es la **condensación**, la conversión de un gas en un líquido.

Condensación Conversión de las moléculas de vapor (gas) en un líquido; es el fenómeno inverso al proceso de evaporación, es un cambio de estado exotérmico.

El proceso inverso conduce a que los líquidos se transformen en gases durante la *evaporación*. La **evaporación** es un verdadero escape de las moléculas que están en la superficie de un líquido para formar un vapor en el espacio que se encuentra sobre el líquido. Esto puede suceder cuando se incrementa la temperatura (como cuando se hierve el agua en la estufa) o cuando la presión disminuye (como cuando las moléculas de agua tienen la oportunidad de dispersarse en el volumen más amplio en la atmósfera).

Evaporación Ocurre cuando las moléculas de la superficie de un líquido forman un vapor en el espacio que rodea la superficie del líquido; este proceso que es inverso al de condensación es un cambio de estado endotérmico.

En una muestra de un líquido, la energía cinética de algunas de las moléculas está por *arriba* del promedio, mientras que la energía de otras se encuentra *abajo* del promedio. Las moléculas "más calientes" —las que tienen energía *superior*— pueden superar con mayor facilidad las fuerzas de atracción en el líquido y *escapar* de la superficie, como se muestra en la figura 12.2.

Puesto que las moléculas con energía cinética superior se escapan, la energía cinética promedio de las moléculas que se quedan en el líquido se *reduce*, suponiendo que no se aplica calor desde alguna fuente externa. Al disminuir la energía cinética promedio, baja

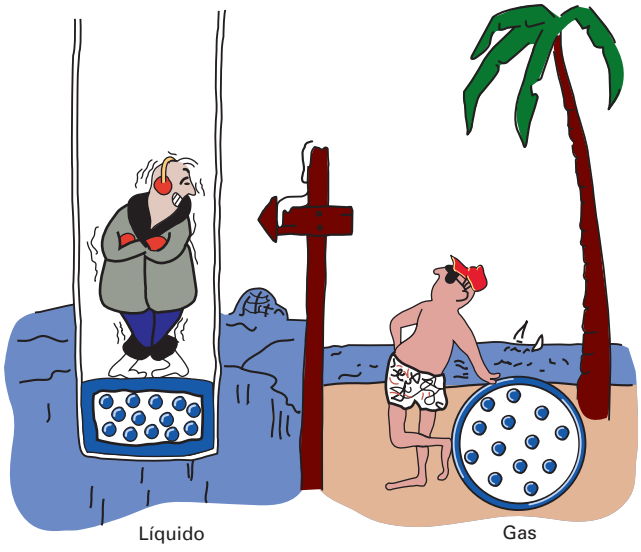


FIGURA 12.1
Las moléculas que se encuentran en estado líquido están más juntas que las que están en estado gaseoso. Este cambio de estado de gas a líquido va acompañado por una disminución de la temperatura y/o la aplicación de presión, lo que permite que las fuerzas de atracción sean más significativas.

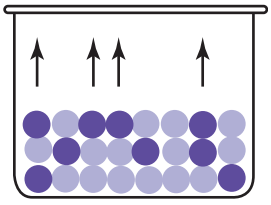


FIGURA 12.2
Evaporación de un líquido. Aquellas moléculas que se encuentran en la superficie del líquido cuyas energías cinéticas son mayores pueden escapar hacia el espacio que está arriba de la superficie del líquido. (El grado de la energía cinética se muestra con los diferentes tonos de color).

la temperatura del líquido. Este efecto de enfriamiento es evidente cuando uno sale de una alberca en un día caluroso y se siente frío debido a que el agua se evapora en la superficie de nuestro cuerpo. La evaporación puede llegar a congelar un tejido. El cloruro de etilo es un anéstesico local que se utiliza en medicina para reducir el dolor cerca de la superficie de la piel. Cuando se rocía sobre la piel, el cloruro de etilo se evapora tan rápidamente que congela los tejidos subyacentes, lo que da como resultado una pérdida temporal de la sensibilidad en esa zona permitiendo al doctor realizar incisiones menores en la piel.

La facilidad que tiene una molécula para escapar de la superficie de un líquido está relacionada con las fuerzas de atracción que hay entre las moléculas del líquido. Por ejemplo, la gasolina y el alcohol (alcohol etílico) se evaporan más rápidamente que el agua. Las fuerzas de atracción molecular en la gasolina y el alcohol son más débiles que las del agua. Cuando la *temperatura aumenta*, las moléculas se escapan con más facilidad, porque mayor número de ellas tendrán la energía suficiente para dejar la superficie del líquido superando las fuerzas de atracción que hay en él.

12.3 Presión de vapor

Clave del estudio: Un equilibrio dinámico siempre consiste en dos procesos *opuestos*. En el caso de la presión de vapor, los procesos son la *evaporación y la condensación*.

Equilibrio dinámico Estado en el que la velocidad de un proceso en un sentido es igual a la velocidad del proceso en sentido inverso, cuando se desarrollan de manera simultánea, como cuando la velocidad de evaporación es igual a la velocidad de condensación de un líquido en un recipiente cerrado.

Presión de vapor En un recipiente cerrado, es la presión ejercida por el vapor en equilibrio dinámico con su estado líquido.

Si una cantidad de líquido se coloca dentro de un recipiente *cerrado*, las moléculas que se escapan de la superficie del líquido quedan atrapadas en el espacio inmediato. De esta forma, el sistema alcanzará un estado en el cual *la velocidad de evaporación es igual a la velocidad de condensación*. Cuando la velocidad de las moléculas que abandonan la superficie (evaporación) es igual a la velocidad de las moléculas que regresan al líquido (condensación) se establece un **equilibrio dinámico** como el que se muestra en la figura 12.3. Cuando se alcanza el equilibrio, la concentración de las moléculas que se encuentran en el espacio de arriba de la superficie del líquido permanece constante (a temperatura constante) y el vapor ejerce una *presión constante precisa*. A esta presión de equilibrio a cualquier temperatura fija se le llama **presión de vapor** del líquido.

Si la temperatura del líquido aumenta, más moléculas tendrán mayor energía cinética y escaparán de la superficie del líquido. Es decir, la concentración de las moléculas de vapor y, por tanto, la presión de vapor del líquido, se incrementará antes de alcanzar el equilibrio puesto que la presión es directamente proporcional a la concentración de las moléculas de vapor.

En la sección 11.7 utilizamos esta presión de vapor a diferentes temperaturas en los cálculos relacionados con la ley de Dalton de las presiones parciales. En el Apéndice V se encuentra la presión de vapor de agua expresada en mm Hg (torr), atmósferas y pascales. Sin embargo, las presiones de vapor de los líquidos son muy diferentes, según el líquido de que se trate. Como mencionamos al principio de este capítulo, la gasolina y el alcohol se evaporan más rápidamente que el agua. Por tanto, podríamos esperar que las presiones de vapor de la gasolina y el alcohol fueran más altas que la del agua a cierta temperatura. Este comportamiento lo observamos en la figura 12.4 con agua, alcohol y *heptano*, un componente de la gasolina cuya presión de vapor es semejante a la de la gasolina.

12.4 Punto de ebullición. Calor de evaporación o de condensación

Punto de ebullición Temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido es igual a la presión externa que actúa sobre la superficie del líquido.

Cuando la *presión de vapor* de un líquido es *igual* a la presión externa que hay sobre él, se forman con rapidez burbujas en todo el líquido y éste llega a la ebullición. El **punto de ebullición** de un líquido es la temperatura a la cual su presión de vapor es *igual* a la

presión externa que actúa sobre su superficie. Puesto que la presión atmosférica varía con la altitud y las condiciones atmosféricas, los científicos utilizan la presión normal [760 mm Hg (torr) o 1 atm] al informar los puntos de ebullición. Cuando la presión externa es de 760 mm Hg (torr), esta temperatura se llama *punto de ebullición normal*. Por consiguiente, el *punto de ebullición normal* de un líquido es la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido es de 760 mm Hg (torr). Como se muestra en la figura 12.4, el punto de ebullición normal del alcohol (alcohol etílico) es casi 78ºC; el del heptano es 98ºC y el del agua, 100°C.

Ejercicio de estudio 12.1

Utilice la gráfica de la figura 12.4 para determinar lo siguiente:

a. El punto de ebullición del agua a 300 mm Hg (torr). (75ºC)

b. El punto de ebullición del alcohol (alcohol etílico) a 250 mm Hg (torr). (55ºC)

Esta relación explica por qué el punto de ebullición disminuye a mayores altitudes, donde la presión atmosférica es menor. A una milla de altitud, la presión atmosférica es aproximadamente 630 mm Hg (torr) y por tanto los puntos de ebullición del alcohol (alcohol etílico), el heptano y el agua son de cerca de 76ºC, 92ºC y 95ºC respectivamente. Abajo del nivel del mar la presión atmosférica es mayor —como en Death Valley (Valle de la Muerte), California, o como en una olla de presión— y se eleva el punto de ebullición. La temperatura es muy importante al cocinar los alimentos —no el punto de ebullición— . Sin embargo, cuando se cocina a baja temperatura aumenta el tiempo de cocción. A nivel del mar, donde el agua hierve a 100°C, un huevo tarda alrededor de 10 minutos en cocerse. En Pike's Peak (Pico de Pike) en Colorado (14,100 pies), donde el agua hierve a cerca de 86ºC, ¡el huevo tardaría un poco más de 20 minutos en cocerse!

Durante la evaporación y la ebullición el líquido pierde energía, y se debe *suministrar* calor para mantener la temperatura constante. Así, la evaporación es un **cambio de estado endotérmico** que requiere *absorción* de energía. Por el contrario, la condensación es un **cambio de estado exotérmico** que requiere *liberación* de calor. La propiedad exotérmica del calor de condensación es evidente en una quemadura por vapor. El vapor se condensa en la piel fría y en el proceso se libera calor, el cual "cocina" el tejido y produce ampollas.

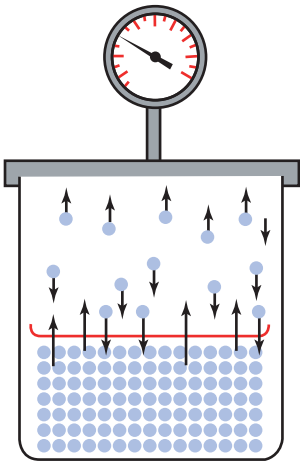


FIGURA 12.3
La presión que ejercen las moléculas gaseosas es la *presión de vapor* del líquido a esta temperatura fija. Con este proceso se establece un *equilibrio dinámico* en un recipiente cerrado. La velocidad de evaporación, ↑, es igual a la velocidad de condensación, ↓.

Resuelva el problema 13.

Cambio endotérmico de estado Un cambio en el estado de la materia en el que se absorbe calor.

Cambio exotérmico de estado Un cambio en el estado de la materia en el que se libera calor.

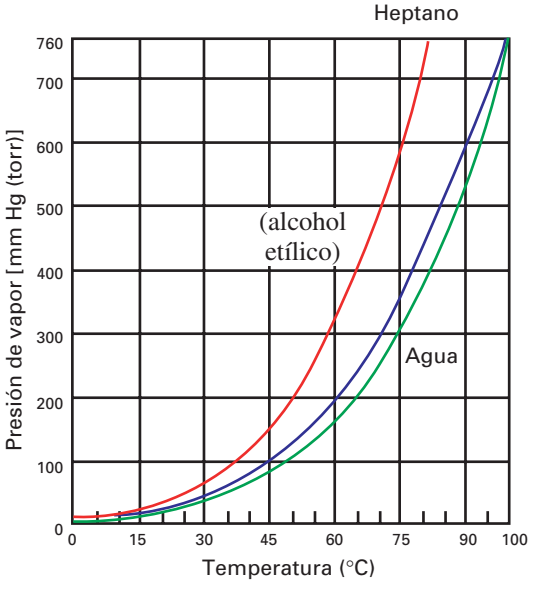


FIGURA 12.4
Cambios de la presión de vapor con la temperatura. Curvas del alcohol, del heptano y del agua.

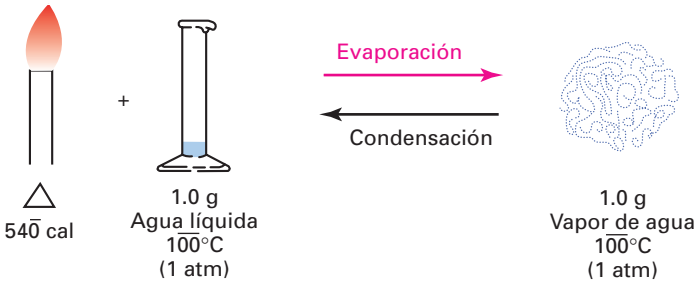


FIGURA 12.5
Calor de evaporación (→) y de condensación (←).

¿Cuánto calor se libera o se absorbe en estos cambios? La cantidad de calor que se requiere para evaporar 1 g de líquido en su punto de ebullición a presión constante se llama **calor de evaporación** del líquido y se muestra en la figura 12.5. La cantidad de calor que se debe liberar para condensar 1 g de un gas cuando pasa a su estado líquido en su punto de ebullición y a presión constante se llama **calor de condensación** y tiene *el mismo valor numérico* que el calor de evaporación. En la tabla 12.1 se presenta el calor de evaporación o de condensación de diversos líquidos en diferentes unidades.

Veamos un problema en donde participan estas unidades.

Calor de evaporación
Cantidad de calor necesario para evaporar 1 g de una sustancia líquida en su punto de ebullición y a presión constante.

Calor de condensación
Cantidad de calor que se libera para condensar 1 g de gas a líquido a la temperatura de su punto de ebullición y a presión constante.

Clave del estudio: La cantidad de calor es la misma si se está llevando a cabo la condensación (exotérmica) o la evaporación (endotérmica). Es como subir escaleras: la cantidad de pasos que se tienen que dar hacia arriba o hacia abajo es la misma; sólo la dirección (hacia arriba o hacia abajo) del proceso es diferente.

EJEMPLO 12.1 Calcule la cantidad de calor en kilocalorías que se necesitan para evaporar 28.0 g de agua líquida a 100°C.

RESULTADO En la tabla 12.1 encontramos que el calor de evaporación del agua es de 540 cal/g; calculemos la cantidad de calor en kilocalorías como sigue:

$$28.0\ \text{g} \times \frac{540\ \cancel{\text{cal}}}{1\ \text{g}} \times \frac{1\ \text{kcal}}{1000\ \cancel{\text{cal}}} = 15.1\ \text{kcal} \qquad \textit{Respuesta}$$

TABLA 12.1 **Calores de evaporación o de condensación de algunos líquidos en sus puntos de ebullición normales y 1 atm de presión**

		Calor de evaporación o de condensación	
Líquido	Punto de ebullición normal (°C)	cal/g	J/kg
Agua	100	540	2.26×10^6
Alcohol	78.3	204	8.54×10^5
Heptano	98.4	76.5	3.20×10^5
Tetracloruro de carbono	76.7	52.1	2.18×10^5
Benceno	80.1	94.1	3.94×10^5
Cloruro de sodio[a]	1465	698	2.92×10^6

[a] Los vapores extremadamente altos del punto de ebullición y del calor de evaporación o de condensación del cloruro de sodio, mucho más elevados que los de los otros líquidos, se deben a las fuerzas de atracción intensas que tiene el cloruro de sodio; estas fuerzas de atracción tan grandes están relacionadas con el enlace iónico del cloruro de sodio.

EJEMPLO 12.2 Calcule la cantidad de calor en joules que se necesitan para evaporar 0.105 mol de agua líquida a $1\overline{00}$°C.

RESULTADO En la tabla 12.1 vemos que el calor de evaporación es 2.26×10^6 J/kg. Debemos convertir los moles a gramos y luego a kilogramos para utilizar este factor. Utilizando como masa molar del agua 18.0 gramos, el cálculo es como sigue:

$$0.105 \cancel{\text{mol}} \times \frac{18.0 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{mol}}} \times \frac{1 \cancel{\text{kg}}}{1000 \cancel{\text{g}}} \times \frac{2.26 \times 10^6 \text{ J}}{1 \cancel{\text{kg}}} = 4270 \text{ J} \qquad \textit{Respuesta}$$

RESULTADO ALTERNO De la tabla 12.1, el calor de evaporación también es de $54\overline{0}$ cal/g. Utilice este factor y convierta las calorías en joules (**4.184 J = 1 cal**; véase la sección 3.5), el cálculo es como sigue:

$$0.105 \cancel{\text{mol}} \times \frac{18.0 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{mol}}} \times \frac{54\overline{0} \cancel{\text{cal}}}{1 \cancel{\text{g}}} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \cancel{\text{cal}}} = 4270 \text{ J} \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 12.2
Calcule la cantidad de calor, en kilocalorías, que se necesita para evaporar 0.235 mol de agua líquida a $1\overline{00}$°C.

(2.28 kcal)

Resuelva los problemas del 14 al 17.

12.5 Destilación

Los químicos suelen aprovechar la evaporación y la condensación para *destilar* líquidos. En la **destilación**, calentamos un líquido hasta su punto de ebullición y luego enfriamos los vapores en un condensador para recuperar el líquido ya purificado. La figura 12.6 muestra un aparato sencillo para destilación.

Destilación Proceso que se utiliza en la purificación de un líquido y que consiste en su calentamiento hasta el punto de ebullición y el enfriamiento de los vapores en un condensador.

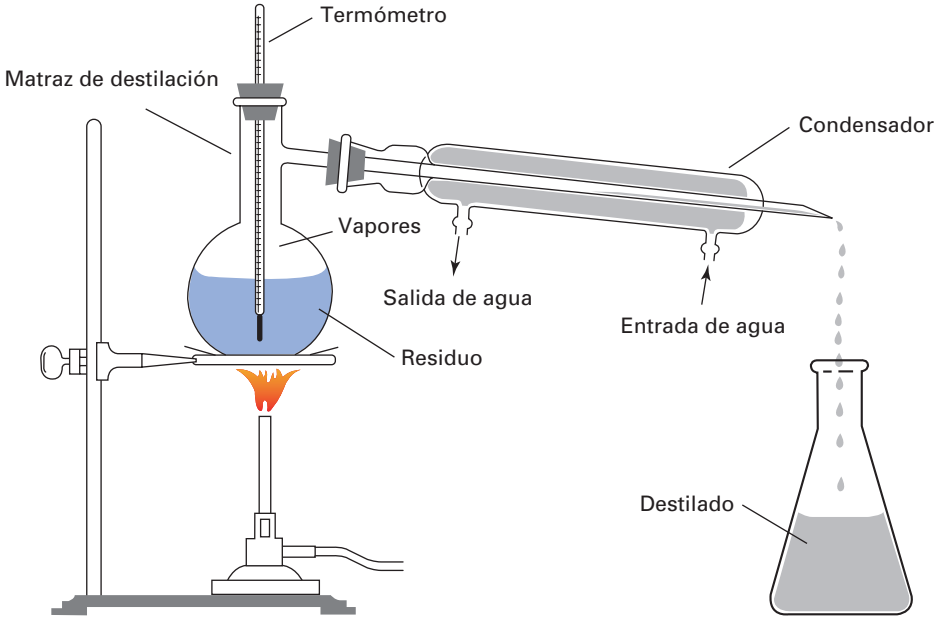


FIGURA 12.6
Destilación de agua.

Una aplicación común de la destilación es la de separar el agua de las sales que se encuentran disueltas en ella y de otras impurezas no volátiles. En el matraz de destilación, sobre el agua impura, aparecen vapores incoloros que se condensan para obtener gotas incoloras de agua que son el *destilado*. Las impurezas que quedan en el matraz de destilación son el *residuo*. El agua destilada se prepara de esta manera. El residuo contiene sales de calcio, de magnesio o de hierro, como carbonatos ácidos (bicarbonatos), carbonatos o sulfatos.

La industria del petróleo realiza destilaciones fraccionadas (muchas destilaciones sencillas) para refinar la gasolina, que es una mezcla de compuestos que contienen carbono-hidrógeno.

12.6 Tensión superficial y viscosidad

La destilación es posible gracias a la fluidez relativamente libre que tienen los líquidos. Esta característica, a su vez, depende de la atracción limitada entre las moléculas del líquido. Sin embargo, observe que esta atracción, si bien es limitada, también existe. Dos propiedades de esta atracción son la tensión superficial y la viscosidad de los líquidos. La **tensión superficial** es la propiedad que tiene un líquido de arrastrar las moléculas superficiales hacia su centro y, por consiguiente, reducir la superficie a un mínimo. Por ejemplo, el mercurio, puesto que tiene una tensión superficial alta, forma gotas sobre una superficie de vidrio, pero el agua, cuya tensión superficial es apreciablemente menor que la del mercurio, tiende a derramarse sobre la superficie. Esta propiedad de un líquido puede explicarse por las diferencias en las fuerzas de atracción intermoleculares de diferentes líquidos. Cualquier molécula que se encuentra en el seno del líquido está rodeada por moléculas que la atraen con igual fuerza en todas direcciones. Pero, una molécula que se encuentre en la *superficie* de un líquido es atraída por otras moléculas que se encuentran *por debajo* y *no* arriba de ella. Esto da como resultado una fuerza que no está balanceada y que se dirige hacia abajo, tendiendo a arrastrar las moléculas de la superficie hacia el seno del líquido y con ello la superficie se reduce a un mínimo.

Tensión superficial Propiedad de un líquido por la cual las moléculas de la superficie son atraídas hacia el centro y, por lo tanto, la superficie se reduce al mínimo.

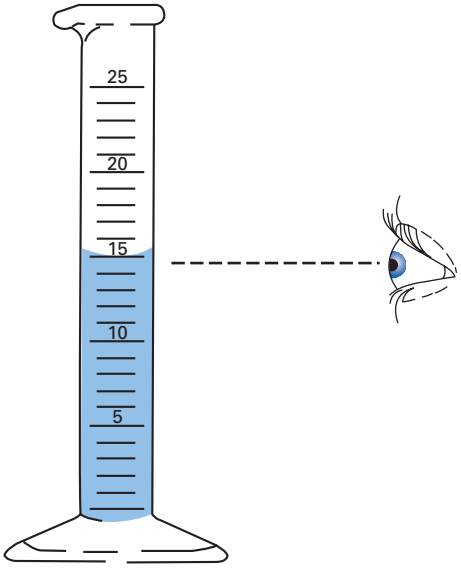


FIGURA 12.7
Lectura del volumen de agua en una probeta graduada. Se lee en el fondo del menisco. El volumen de agua en esta probeta es de 15 mL.

Algunas sustancias tienen una tensión superficial mayor que las otras porque las fuerzas de atracción son mayores que en esas sustancias (el mercurio en comparación con el agua). El alcohol se utiliza a menudo para preparar un área a la que se le va a dar tratamiento médico debido a que posee una baja tensión superficial y puede penetrar con facilidad dentro de una herida para limpiar el área. Una de las razones de la acción limpiadora de una disolución de jabón es que disminuye la tensión superficial del agua y con ello permite que penetre la disolución dentro de los pliegues de la piel y elimine la grasa en donde se aloja la suciedad.

Tú y la Química

Cuando la temperatura aumenta, la energía cinética promedio de las moléculas se incrementa y este aumento de energía tiende a superar las fuerzas de atracción intermoleculares; por tanto, la tensión superficial disminuye. Como usted ya sabe, podemos lavarnos las manos con mayor eficiencia en agua caliente que en agua fría, en parte debido a la menor tensión superficial del agua caliente.

Tú y la Química

Al leer el volumen de un líquido en una probeta graduada o por medio de algún otro método para medir volúmenes, se le indicará que lea en la base del *menisco*, es decir, la base de la superficie curva del líquido. En el caso del agua, la superficie se curva hacia arriba subiendo por las paredes de la probeta (véase la figura 12.7). La tensión superficial del líquido es uno de los factores responsables de esta clase de comportamiento.

Otra propiedad importante de los líquidos es la **viscosidad**, la resistencia de un líquido a fluir. Algunos líquidos, como la miel, se resisten a fluir, pero otros como el agua, fluyen con mucha facilidad. La miel tiene una viscosidad elevada; el agua tiene una viscosidad intermedia. Un líquido como la gasolina tiene una viscosidad aún más baja que el agua debido a que fluye con mayor facilidad (véase la figura 12.8). Esta propiedad puede explicarse mediante las fuerzas de atracción entre sus moléculas. Mientras mayores sean las fuerzas de atracción, será más viscoso el líquido. Cuando la temperatura aumenta, la energía cinética promedio de las moléculas aumenta, lo cual debilita las fuerzas de atracción intermoleculares y disminuye la viscosidad de una sustancia.

Viscosidad Propiedad que describe la resistencia que presenta un líquido al flujo; los líquidos con viscosidad muy alta, como la miel, presentan un flujo muy lento.

Los grados de aceite para motores están basados en la viscosidad del aceite. Los aceites de baja viscosidad (10W) se utilizan en invierno cuando hace frío y los de mayor viscosidad (40W) se emplean en verano cuando hace calor. Los aceites con viscosidad múltiple (10-40W) pueden utilizarse todo el año, dependiendo del motor; la viscosidad varía con la temperatura y con los aditivos.

(a) (b) (c)

FIGURA 12.8
Viscosidad. (a) La miel tiene alta viscosidad. (b) El agua tiene una viscosidad intermedia. (c) La gasolina tiene baja viscosidad.

12.7 El estado sólido

Sólido Uno de los tres estados de la materia, se caracteriza por presentar: (1) no expansión, (2) forma definida, (3) volumen constante, (4) falta de compresibilidad, (5) alta densidad, y (6) miscibilidad muy limitada.

Clave del estudio: De los tres estados físicos de la materia, las partículas del estado gaseoso tienen mayor libertad de movimiento. Las partículas de los líquidos se mueven menos, y las partículas de los sólidos se mueven mucho menos.

Ahora que entendemos algo acerca de la formación y el comportamiento de los gases y de los líquidos, podremos hacer algunas predicciones acerca de los sólidos. Como podríamos esperar a partir de nuestras descripciones anteriores sobre los gases y los líquidos, los **sólidos** tienen partículas que se encuentran mucho más cercanas entre sí que las partículas de los líquidos. Las partículas de los sólidos también son objeto de fuerzas de atracción fuertes entre ellas. Por tanto, las partículas de un sólido se mantienen en una *posición* relativamente *fija*, una cerca de la otra, como se ve en la figura 12.9.

Por último, al igual que los gases y los líquidos, los sólidos tienen seis características generales que derivan de la teoría cinética:

1. *No expansión (a temperatura constante)*. Al igual que los líquidos, los sólidos no presentan una expansión infinita como los gases, aunque el agua, cuando se congela, se expande ligeramente.
2. *Forma*. Los sólidos tienen por lo regular una forma definida. Son relativamente rígidos y no fluyen como lo hacen los gases y los líquidos, excepto bajo presiones extremas. Así, ellos no toman la forma del recipiente que los contiene.
3. *Volumen*. Los sólidos conservan su volumen al igual que los líquidos.
4. *Compresibilidad*. Los sólidos son prácticamente incompresibles, ya que sus partículas están muy cercanas entre sí debido a sus intensas fuerzas de atracción.
5. *Alta densidad*. Los sólidos, al igual que los líquidos, tienen densidades relativamente altas.
6. *Miscibilidad*. Los sólidos se mezclan o se difunden con mucha lentitud, excepto a presiones extremas. Las partículas en los sólidos tienen posiciones esencialmente permanentes debido a las fuerzas de atracción que hay entre ellas. Por lo tanto, el movimiento de las partículas de un sólido es por lo regular muy lento.

La tabla 12.2 resume las características de los tres estados físicos de la materia.

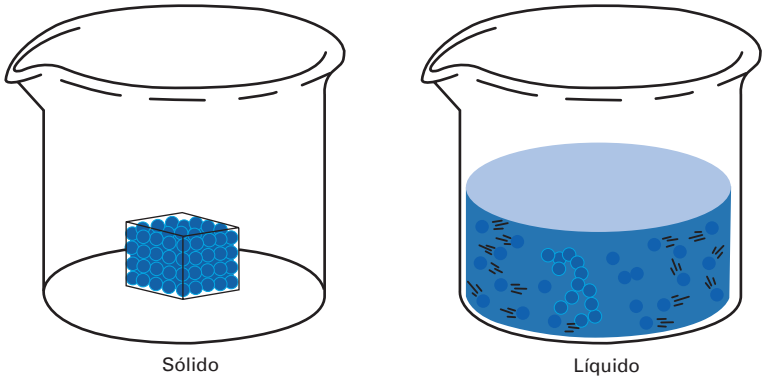


FIGURA 12.9
Las partículas que se encuentran en el estado sólido se mantienen en posición relativamente fija debido a que las fuerzas de atracción en el estado sólido son más intensas que en el estado líquido. Un sólido no toma la forma del recipiente que lo contiene, pero un líquido sí.

TABLA 12.2 **Resumen de las propiedades de los sólidos, de los líquidos y de los gases**

Propiedad	Gases	Líquidos	Sólidos
Posición de las partículas	Aleatoria	Movilidad limitada	Fija
Expansión	Infinita	Muy limitada	Muy limitada
Forma	No definida	No definida	Definida
Volumen	Ocupa cualquier volumen	Conserva su volumen	Conserva su volumen
Compresibilidad	Muy compresible	Ligeramente compresible	Incompresible
Densidad	Baja	Alta	Alta
Miscibilidad	Rápida	Lenta	Extremadamente lenta

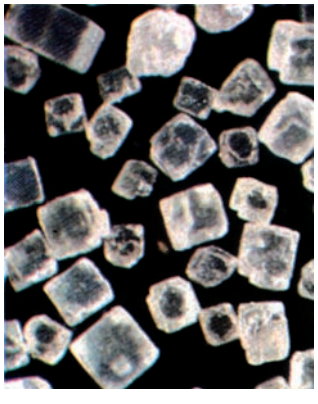
12.8 La forma de los sólidos

Antes de considerar el efecto de estas propiedades, la característica de la forma merece mayor consideración. Por conveniencia, los sólidos se pueden dividir en: *cristalinos* y *amorfos*, los cuales difieren entre sí por su estructura. Un **sólido cristalino** consiste en partículas acomodadas en una forma geométrica definida la cual es diferente para cada sólido. Ejemplos de sólidos cristalinos son el cloruro de sodio, el diamante y el cuarzo (una forma cristalina de sílice, dióxido de silicio). En la figura 12.10 se muestran las fotografías de las estructuras cristalinas. Un **sólido amorfo** consiste en partículas acomodadas en forma irregular y por ello no tienen el orden que se encuentra en los cristales. Ejemplos de sólidos amorfos son el vidrio y muchos plásticos.

Sólido cristalino Un sólido cuyas partículas están acomodadas en forma geométrica definida que es distintiva para cada sólido en particular.

Sólido amorfo Un sólido cuyas partículas están acomodadas en forma irregular y por ello carece de la estructura regular de un sólido cristalino.

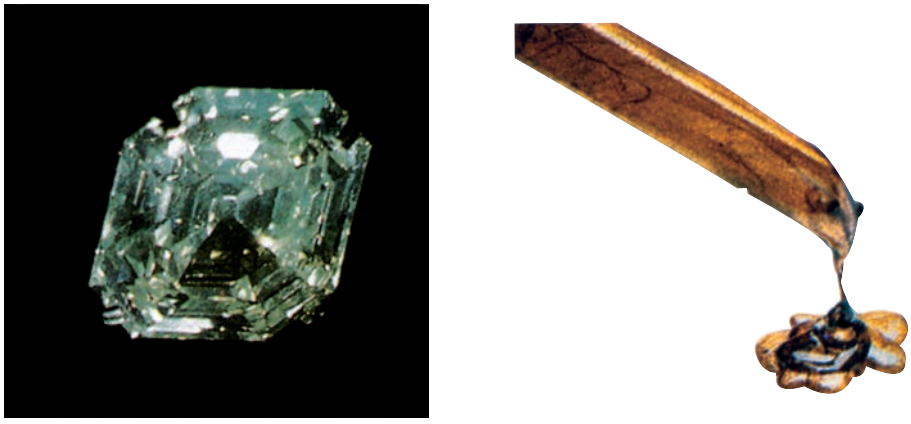
Los sólidos amorfos difieren de los cristalinos por la manera en que se funden. Si controlamos la temperatura de un sólido cristalino cuando se funde, encontraremos que permanece constante. Los sólidos amorfos no tienen temperatura de fusión bien definida; se suavizan y funden en un *rango de temperatura* y no tienen "punto de fusión" característico (figura 12.11).



(a)

(b)

FIGURA 12.10
Sólidos cristalinos: (a) cloruro de sodio; (b) cuarzo (una forma cristalina de silicio, dióxido de silicio).



(a) (b)

FIGURA 12.11
(a) El diamante es un ejemplo de un sólido cristalino. (Cortesía de Fred J. Maroon/Photo Researchers). (b) El lacre es un ejemplo de un sólido amorfo. (Cortesía de Richard Megna/Fundamental Photographs).

12.9 Punto de fusión o de congelación. Calor de fusión o de solidificación

Como usted seguramente ha visto, si enfría suficientemente el agua, se vuelve un sólido —el hielo. Y, por supuesto, si calienta el hielo, encontrará un punto en el que se transforma en agua líquida. Veamos estos procesos sencillos desde el punto de vista molecular.

Cuando el líquido se enfría, la energía cinética de las partículas disminuye. En el *punto de congelación*, las partículas se orientan siguiendo un patrón geométrico definido que es característico de la sustancia y comienzan a separarse cristales de sólido o partículas irregulares. Se necesita eliminar calor para permitir que las partículas del líquido queden "atadas" al sólido si la cristalización va a continuar. Esta temperatura (**punto de congelación**) de la mezcla de *sólido* y *líquido* en equilibrio dinámico permanecerá *constante* hasta que *todo* el líquido se haya solidificado. La congelación, por tanto, es un *cambio* de *estado exotérmico*.

Punto de congelación Temperatura a la cual las partículas de un líquido comienzan a formar cristales o partículas irregulares de un sólido.

Punto de fusión Cuando un sólido se calienta, sus átomos vibran con mayor energía. En cierto momento se alcanza una temperatura a la que estas vibraciones alteran el orden de la estructura cristalina, el sólido pierde su forma definida y pasa al estado líquido. La temperatura a la que esto sucede se denomina punto de fusión.

Si el sólido se calienta, la energía cinética de algunas de las partículas en el cristal llegará a igualar las fuerzas de atracción que hay en él y el sólido comenzará a fundirse al alcanzar cierta temperatura: **el punto de fusión** del sólido. Puesto que la fusión es un *cambio de estado endotérmico*, si la fusión va a continuar, es necesario aplicar más calor para separar unas de otras las partículas del sólido, y a temperatura *constante* el sólido cambiará a líquido. Por consiguiente, el *punto de congelación es igual al punto de fusión* y es la temperatura a la cual las formas líquida y sólida se encuentran en equilibrio dinámico:

$$\text{sólido} \underset{\text{congelación}}{\overset{\text{fusión}}{\rightleftharpoons}} \text{líquido} \qquad (12.1)$$

donde ↔ indica el equilibrio (en ambas direcciones).

Clave del estudio: Los dos procesos opuestos en este equilibrio son la fusión y la congelación. Si quitamos calor al sistema, predomina la congelación; si añadimos calor al sistema predomina la fusión.

En la sección 12.4, observamos que la presión altera de manera considerable el punto de ebullición de un líquido. Es decir, una presión baja disminuye el punto de ebullición y una presión alta lo eleva. Los puntos de congelación y de ebullición se ven afectados por presiones *muy altas*. Para la mayoría de las sustancias, *los incrementos de presión elevan* el punto de fusión; la excepción es el hielo, cuyo punto de fusión disminuye con el aumento de presión debido a que su volumen disminuye cuando pasa del estado sólido al líquido.

Las demás sustancias ocupan un volumen *más pequeño* en el estado sólido. En el caso del hielo, un incremento de 1 atm de presión *disminuye* el punto de fusión a 0.0075ºC.

Esta pequeña disminución en el punto de fusión del hielo con incremento en la presión es importante en el patinaje sobre hielo. El hielo que se encuentra bajo las cuchillas de los patines está a una temperatura superior a su punto de fusión y por ello se funde. La capa de líquido proporciona la lubricación que permite al patinador deslizarse en el hielo. Otro factor que también es importante durante la fusión del hielo es el calor que se crea debido a la fricción entre el hielo y la cuchilla del patín. Una vez que el patín pasó por el hielo, la presión y la fricción disminuyen y el agua vuelve a congelarse. En realidad, el patinador se desliza sobre agua líquida. De hecho, muchos patinadores de velocidad prefieren el hielo que tiene pequeños charcos de agua. Si la temperatura del hielo es demasiado baja, la presión y la fricción son insuficientes para fundirlo y el patinaje se vuelve difícil (véase la figura 12.12).

Veamos un ejemplo.

Tú y la Química

EJEMPLO 12.3 Calcule el punto de fusión del hielo si un patinador ejerce sobre él una presión de 25 atm.

RESULTADO Una presión de 1 atm reduce el punto de fusión del hielo en 0.0075ºC. Por tanto, el cálculo es como sigue:

$$25 \text{ atm} \times \frac{0.0075°\text{C}}{1 \text{ atm}} = 0.19° \text{ la reducción; por tanto, el punto de fusión del hielo es de } -0.19°\text{C}. \quad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 12.3
Calcule el punto de fusión del hielo si se ejerce sobre él una presión de 9600 mm Hg.
(−0.095ºC)

Resuelva los problemas 18 y 19.

Al igual que la evaporación y la ebullición, la conversión de sólido a líquido a temperatura constante requiere de calor (es endotérmica). Este calor es el **calor de fusión** de una sustancia y es la cantidad de calor que se necesita para convertir 1 g de una sustancia sólida al estado líquido en el *punto de fusión* de esa sustancia, como se muestra en la figura 12.13.

Calor de fusión Cantidad de calor necesario para convertir 1 g de una sustancia sólida al estado líquido a la temperatura de su punto de fusión; por tanto, la fusión es un cambio de estado endotérmico.

FIGURA 12.12
Un aumento en la presión hace que disminuya el punto de fusión del hielo. Esto se aplica en el patinaje sobre hielo, especialmente el patinaje de velocidad. El patinador es Dan Jansen (Estados Unidos).

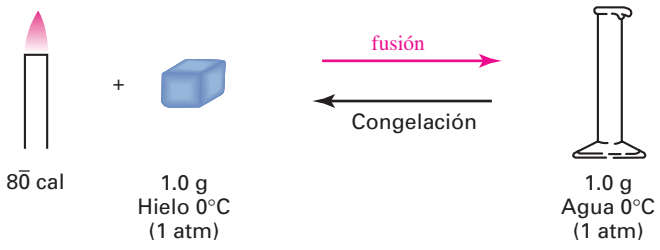


FIGURA 12.13
Calor de fusión (→) y de solidificación (←).

Calor de solidificación (cristalización) Cantidad de calor que produce 1 g de una sustancia líquida cuando pasa al estado sólido a la temperatura del punto de fusión de la sustancia; es un cambio de estado exotérmico.

Clave del estudio: Licuefacción y fusión son el mismo proceso.

El proceso inverso a la fusión es la solidificación (cristalización), un proceso exotérmico. El **calor de solidificación (cristalización)** es la cantidad de calor que se libera cuando 1 g de un líquido pasa al estado sólido en el punto de fusión de la sustancia. El calor de solidificación tiene el *mismo valor numérico* que el calor de fusión. En la tabla 12.3 se encuentran los calores de fusión y de solidificación en cal/g y J/kg.

Veamos problemas que comprenden estas cantidades.

EJEMPLO 12.4 Calcule la cantidad de calor en kilocalorías que se libera cuando 75.0 g de agua líquida forma hielo a 0°C.

RESULTADO En la tabla 12.3 encontramos que el calor de solidificación del agua es 80 cal/g. Calculamos la cantidad de calor en kilocalorías como sigue:

$$75.0 \text{ g} \times \frac{80 \text{ cal}}{1 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ kcal}}{1000 \text{ cal}} = 6.0 \text{ kcal} \qquad \textit{Respuesta}$$

(con dos cifras significativas debido a 80 cal/g)

TABLA 12.3 **Calores de fusión o de solidificación de algunos sólidos en sus puntos de fusión**

		Calor de fusión o de solidificación	
Sólido	Punto de fusión (°C)	cal/g	J/kg
Agua	0	80	3.35×10^5
Alcohol	–117	24.9	1.04×10^5
Heptano	–91	33.7	1.41×10^5
Tetracloruro de carbono	–23	5.09	2.13×10^4
Benceno	6	30.1	1.26×10^5
Cloruro de sodio[a]	804	124	5.19×10^5

[a] Los valores elevados para el cloruro de sodio se deben de nuevo a las intensas fuerzas de atracción que hay en la sustancia como consecuencia de sus enlaces iónicos. (Consulte el pie de la tabla 12.1).

EJEMPLO 12.5 Calcule la cantidad de calor, en kilojoules, que se libera cuando 0.510 mol de benceno líquido (C_6H_6) se convierten en benceno sólido a 6ºC en su punto de fusión.

RESULTADO En la tabla 12.3 encontramos que el calor de solidificación del benceno es 1.26×10^5 J/kg. Debemos convertir los moles a gramos y luego a kilogramos para utilizar este factor. Utilizando la masa molar del benceno (C_6H_6) como 78.0 g, el cálculo es como sigue:

$$0.510 \cancel{\text{mol}} \times \frac{78.0 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{mol}}} \times \frac{1 \cancel{\text{kg}}}{1000 \cancel{\text{g}}} \times \frac{1.26 \times 10^5 \cancel{\text{J}}}{1 \cancel{\text{kg}}} \times \frac{1 \text{ kJ}}{1000 \cancel{\text{J}}} = 5.01 \text{ kJ} \qquad \textit{Respuesta}$$

RESULTADO ALTERNO En la tabla 12.3 también encontramos que el calor de solidificación del benceno es 30.1 cal/g. Utilizando este factor y la conversión de calorías a joules (**4.184 J = 1 cal**; véase la sección 3.5), el cálculo es como sigue:

$$0.510 \cancel{\text{mol}} \times \frac{78.0 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{mol}}} \times \frac{30.1 \cancel{\text{cal}}}{1 \cancel{\text{g}}} \times \frac{4.184 \cancel{\text{J}}}{1 \cancel{\text{cal}}} \times \frac{1 \text{ kJ}}{1000 \cancel{\text{J}}} = 5.01 \text{ kJ} \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 12.4
Calcule la cantidad de calor, en kilocalorías, que se necesita para convertir 0.970 mol de hielo en agua líquida a 0ºC.

(1.4 kcal)

Resuelva los problemas del 20 al 23.

Clave del estudio: Los dos procesos opuestos en este equilibrio son la sublimación y la deposición. Si eliminamos calor del sistema, predomina la deposición; si suministramos calor al sistema, predomina la sublimación.

12.10 Sublimación

Las sustancias sólidas, al igual que las líquidas, tienen una presión de vapor definida a cierta temperatura y pueden pasar directamente del estado sólido al gaseoso. Las partículas en el estado sólido obtienen la suficiente energía de movimiento para romper su posición relativamente fija en el sólido y pueden pasar al estado gaseoso. Este proceso se llama **sublimación**, y se define como la conversión directa de un *sólido* a *vapor* sin pasar por el estado líquido (véase la figura 12.14). Puesto que las moléculas del gas tienen energías cinéticas mayores que las moléculas en el estado sólido, la sublimación debe ser un proceso endotérmico. Las bolas contra la polilla (*p*-diclorobenceno), el yodo, el hielo seco (dióxido de carbono sólido, figura 12.15) y el hielo son ejemplos de sólidos que pueden sublimarse. La ropa húmeda se secará a temperaturas por debajo de cero aunque esté congelada, porque el hielo puede sublimarse. Este proceso ocurre mejor cuando el viento

Sublimación Conversión directa de un sólido a vapor sin pasar por el estado líquido; se trata de un cambio de estado endotérmico.

Tú y la Química

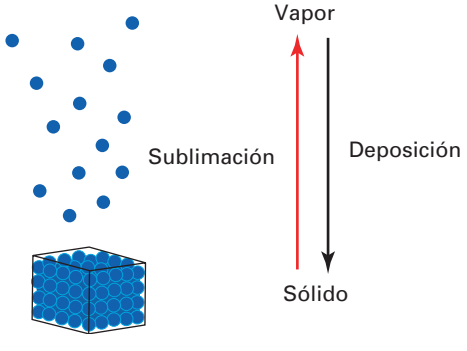


FIGURA 12.14
Sublimación. El sólido se convierte directamente en vapor sin pasar por el estado líquido. La deposición es el fenómeno inverso de la sublimación.

FIGURA 12.15
El dióxido de carbono sólido se sublima directamente a la fase gaseosa. Observe que no se detecta ningún líquido.

sopla y aleja el vapor y en los climas relativamente secos donde la humedad es baja. Los alimentos liofilizados se preparan mediante este proceso.

El inverso de la sublimación es la **deposición**, que también se muestra en la figura 12.14. En este proceso también se libera calor, por tanto, la deposición es un proceso exotérmico. Un ejemplo de deposición es la formación de hielo o nieve en las nubes.

Deposición Conversión directa de un vapor en sólido sin pasar por el estado líquido; se trata de un cambio de estado exotérmico.

12.11 Transformaciones del calor en los tres estados físicos de la materia

Ahora que estamos bien familiarizados con los tres estados físicos de la materia, vamos a considerar las transformaciones de calor que acompañan a los cambios entre los estados. La figura 12.16 resume estas transformaciones y también muestra los cambios de energía.

La figura 12.7 ilustra estos cambios con una gráfica que representa la energía calórica que se suministra contra la temperatura. El proceso puede dividirse en cinco pasos:

1. Cuando se suministra calor a un sólido, se eleva la temperatura de acuerdo con el *calor específico* del sólido. La energía cinética de las partículas en el sólido aumenta, haciendo que las mismas se muevan con mayor rapidez. A medida que se añade más energía calorífica, la energía cinética continúa en aumento hasta el punto de fusión.

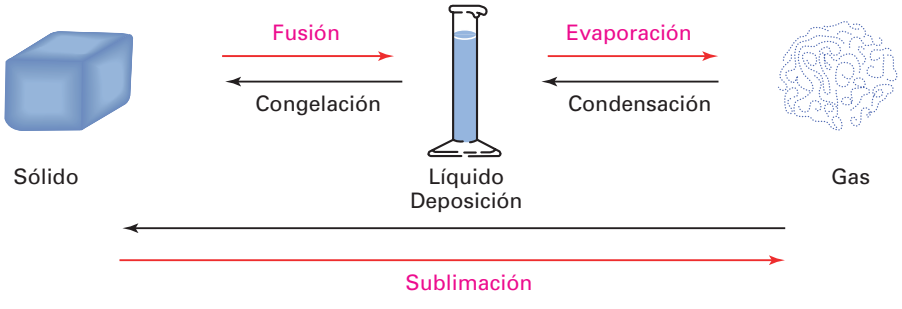


FIGURA 12.16
Resumen de los cambios de estado. Los cambios endotérmicos se muestran con una →, mientras que los cambios exotérmicos se representan con ←.

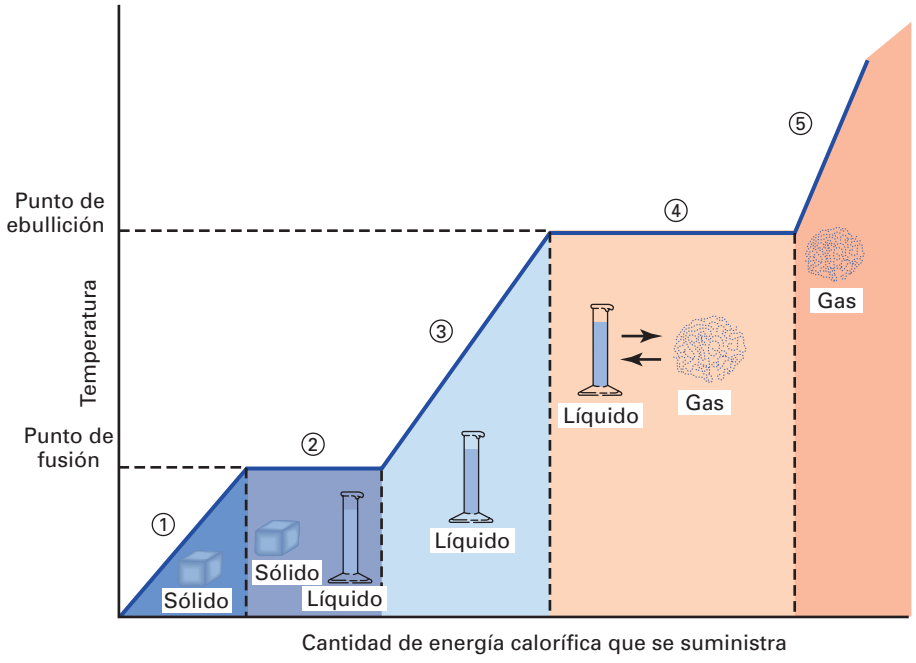


FIGURA 12.17
Gráfica del calor suministrado contra la temperatura en un sistema sólido ⇌ líquido ⇌ gas. Las cinco etapas se correlacionan con los cinco pasos descritos en el texto.

2. En el punto de fusión, el sólido empieza a fundirse. La temperatura permanece constante hasta que todo el sólido se convierte en líquido. Durante este proceso, los estados sólido y líquido se encuentran en equilibrio dinámico y la adición de la energía calorífica (*calor de fusión*) sirve sólo para cambiar la sustancia de sólido a líquido, rompiendo las fuerzas de atracción en el estado sólido, y *no* para elevar la temperatura. Note que si el calor se elimina de la mezcla en equilibrio de un sólido y un líquido, la temperatura nuevamente permanecerá constante y el líquido se convertirá en sólido. Recuerde, la solidificación es un proceso exotérmico. El calor que se libera en el proceso de solidificación es igual al calor que se elimina del sistema, por lo que la temperatura *no se reduce*.

3. Después de que todo el sólido ha sido convertido en líquido, la adición de calor incrementa la energía cinética de las partículas, y la temperatura se eleva de acuerdo con el calor específico del líquido. Este proceso continúa hasta que la temperatura alcanza el punto de ebullición.

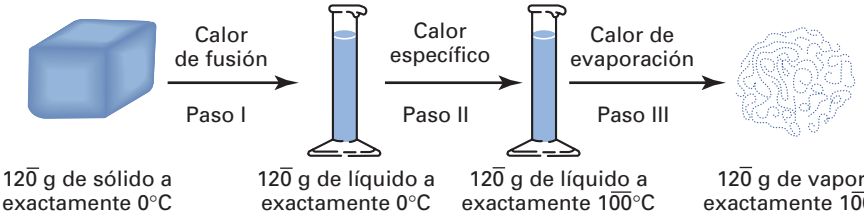
4. En el punto de ebullición, el líquido comienza a hervir. La temperatura permanece constante hasta que todo el líquido se convierte en gas. El calor que entra en el sistema equilibra la energía necesaria en el proceso de evaporación endotérmico. Durante este proceso, los estados líquido y gaseoso se encuentran en equilibrio dinámico, y el suministro de calor (*calor de evaporación*) sólo cambia la sustancia de líquido a gas, rompiendo las fuerzas de atracción en el estado líquido para reducir el estado gaseoso en el cual casi no hay fuerzas de atracción. El calor *no* eleva la temperatura. Si se elimina el calor de la mezcla en equilibrio de un líquido y un gas, la temperatura también permanecerá constante y el gas se convertirá en líquido (la condensación es exotérmica).

5. Después de que todo el líquido se haya convertido en gas, un mayor calentamiento elevará la energía cinética de las moléculas y la temperatura se elevará de acuerdo con el calor específico del gas.

Ahora vamos a ver cómo determinar la cantidad de calor que se requiere para lograr un cambio de estado.

EJEMPLO 12.6 Calcule la cantidad de calor, en calorías, que se requiere para convertir 12$\overline{0}$ g de hielo a exactamente 0°C a vapor a 1$\overline{00}$°C.

RESULTADO Aunque no se requiera un diagrama como el siguiente como parte de la solución, el mismo facilita la determinación de los pasos involucrados.



Clave del estudio: En los problemas que impliquen cambios de energía, siempre debe dividir el problema en pasos individuales más sencillos.

En la tabla 12.3, encontramos que el calor de fusión del agua es 8$\overline{0}$ cal/g. Así, la energía que se necesita para el paso I es:

$$12\overline{0}\ \cancel{g} \times \frac{8\overline{0}\ \text{cal}}{1\ \cancel{g}} = 9600\ \text{cal}$$

En la tabla 3.4, encontramos que el calor específico del agua es 1.00 cal/(g•°C). Así, la energía que se requiere para el paso II es:

$$\frac{1.00\ \text{cal}}{1\ \cancel{g}\ \cancel{°C}} \times 12\overline{0}\ \cancel{g} \times (1\overline{00} - 0)\cancel{°C} = 12{,}\overline{0}00\ \text{cal}$$

(Revise la sección 3.5 para el cálculo del paso II). En la tabla 12.1, encontramos que el calor de evaporación del agua es de 54$\overline{0}$ cal/g. Por tanto, la energía que se necesita para el paso III es:

$$12\overline{0}\ \cancel{g} \times \frac{54\overline{0}\ \text{cal}}{1\ \cancel{g}} = 64{,}800\ \text{cal}$$

El calor total que se necesita desde el paso I hasta el paso III es

Paso I:	9600 cal
Paso II:	12,$\overline{0}$00 cal
Paso III:	64,800 cal
Energía calorífica total requerida =	86 400 cal

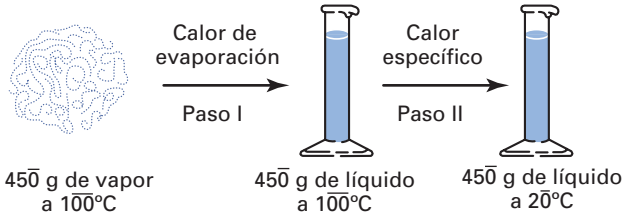
Respuesta

Observe que la cantidad de calor que se requiere en el paso I (9600 cal) y en el paso II (12,$\overline{0}$00 cal) es casi igual y es relativamente pequeña, puesto que en el paso III se necesita una cantidad de calor alrededor de cinco veces más alta (64800 cal) para convertir el agua líquida (1$\overline{00}$°C) a vapor (1$\overline{00}$°C).

El proceso puede invertirse, es decir, la energía se libera en el enfriamiento. Veamos el siguiente ejemplo:

EJEMPLO 12.7 Calcule la cantidad de calor, en calorías, que se libera cuando cambian 450 g de vapor a 100°C a agua a 20°C.

RESULTADO Dibuje el diagrama del cambio como sigue:



$$\textit{Paso I:}\quad 450\,\cancel{g} \times \frac{540\ \text{cal}}{1\,\cancel{g}} = 243{,}000\ \text{cal liberadas}$$

$$\textit{Paso II:}\quad \frac{1.00\ \text{cal}}{1\,\cancel{g}\cdot 1\,\cancel{°C}} \times 450\,\cancel{g} \times (100 - 20)\,\cancel{°C} = 36{,}000\ \text{cal liberadas}$$

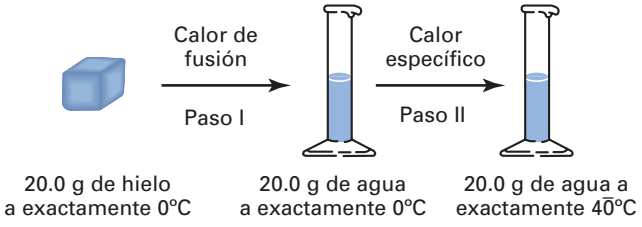
El total en los pasos I y II es:

$$\begin{aligned} \textit{Paso I}: \quad & 243{,}000\ \textit{cal} \\ \textit{Paso II}: \quad & 36{,}000\ \textit{cal} \qquad \textit{Respuesta} \\ \text{Energía calorífica total liberada} = \quad & 279{,}000\ \text{cal} \end{aligned}$$

De los dos pasos, la mayor cantidad de calor se libera en el paso I, lo cual pone énfasis de nuevo en la propiedad de quemar que tiene el vapor cuando se condensa sobre una superficie más fría.

EJEMPLO 12.8 Calcule la cantidad de energía calorífica, en kilojoules, que se requiere para convertir 20.0 g de hielo a exactamente 0ºC a agua líquida a 40°C.

RESULTADO Dibuje el diagrama del cambio como sigue:



Paso I: Utilizando el calor de fusión del agua como 3.35×10^5 J/kg (tabla 12.3), el cálculo es como sigue:

$$20.0\,\cancel{g} \times \frac{1\,\cancel{kg}}{1000\,\cancel{g}} \times \frac{3.35 \times 10^5\,\cancel{J}}{1\,\cancel{kg}} \times \frac{1\ \text{kJ}}{1000\,\cancel{J}} = 6.70\ \text{kJ}$$

Paso II: Utilizando el calor específico del agua como 4.18×10^3 J/(kg•K)(tabla 3.4) y el cambio de temperatura de 40 K [313 K(40°C) − 273 K(0°C)] el cálculo es como sigue:

$$\frac{4.18 \times 10^3\,\cancel{J}}{\cancel{kg}\cdot\cancel{K}} \times 20.0\,\cancel{g} \times \frac{1\,\cancel{kg}}{1000\,\cancel{g}} \times 40\,\cancel{K} \times \frac{1\ \text{kJ}}{1000\,\cancel{J}} = 3.3\ \text{kJ}$$

El total de los pasos *I* y *II* es:

$$\begin{aligned} \textit{Paso I}: &\quad 6.70 \text{ kJ} \\ \textit{Paso II}: &\quad 3.3 \text{ kJ} \\ \text{Energía calorífica total requerida} = &\quad \overline{10.00 \text{ kJ}}\text{, } 10.0 \text{ kJ (hasta las decenas)} \quad \textit{Respuesta} \end{aligned}$$

RESULTADO ALTERNO

Paso I: Utilizando el calor de fusión del agua como $8\overline{0}$ cal/g (tabla 12.3) y convirtiendo a kilojoules (**4.184 J = 1 cal**; véase la sección 3.5), el cálculo es como sigue:

$$20.0 \cancel{g} \times \frac{8\overline{0} \cancel{\text{cal}}}{1 \cancel{g}} \times \frac{4.184 \cancel{J}}{1 \cancel{\text{cal}}} \times \frac{1 \text{ kJ}}{1000 \cancel{J}} = 6.7 \text{ kJ}$$ (con dos cifras significativas porque $8\overline{0}$ cal/g)

Paso II: Utilizando el calor específico del agua como 1.00 cal/(g•°C) y convirtiendo a kilojoules, el cálculo es como sigue:

$$\frac{1.00 \cancel{\text{cal}}}{\cancel{g} \cdot \cancel{°C}} \times 20.0 \cancel{g} \times 4\overline{0} \cancel{°C} \times \frac{4.184 \cancel{J}}{1 \cancel{\text{cal}}} \times \frac{1 \text{ kJ}}{1000 \cancel{J}} = 3.3 \text{ kJ}$$

El total de los pasos I y II es

$$\begin{aligned} \textit{Paso I}: &\quad 6.7 \text{ kJ} \\ \textit{Paso II}: &\quad 3.3 \text{ kJ} \\ \text{energía calorífica total requerida} = &\quad \overline{10.0 \text{ kJ}} \quad \textit{Respuesta} \end{aligned}$$

Ejercicio de estudio 12.5

Calcule la cantidad de calor en kilocalorías que se requiere para convertir 30.0 g de hielo a exactamente 0°C en vapor a $1\overline{00}$°C.

(21.6) kcal)

Resuelva los problemas del 24 al 28.

Resumen

La teoría cinética explica seis características generales de los líquidos: expansión limitada, ausencia de forma, volumen constante, compresibilidad limitada, alta densidad y miscibilidad limitada (sección 12.1).

Los gases reales se condensan para formar líquidos cuando las fuerzas de atracción entre las moléculas superan la energía cinética de las mismas, a presión alta o temperatura baja. Las condiciones inversas hacen que los líquidos se evaporen para formar gases (sección 12.2). La presión de vapor es la presión en equilibrio a la cual la velocidad de evaporación de un líquido puro es igual a la velocidad de condensación del vapor en un recipiente cerrado (sección 12.3).

Cuando la presión de vapor de un líquido es igual a la presión externa que se encuentra sobre él, se alcanza el punto de ebullición del líquido. La ebullición y la evaporación son cambios de estado endotérmico que requieren absorción de energía. La condensación es un cambio de estado exotérmico que requiere liberación de energía. El calor de evaporación que se requiere para evaporar un líquido en el punto de ebullición y el calor de condensación que se libera cuando un gas se licua tienen el mismo valor numérico para una cantidad de sustancia determinada (sección 12.4). Los químicos utilizan la evaporación y la condensación para destilar (purificar) líquidos (sección 12.5).

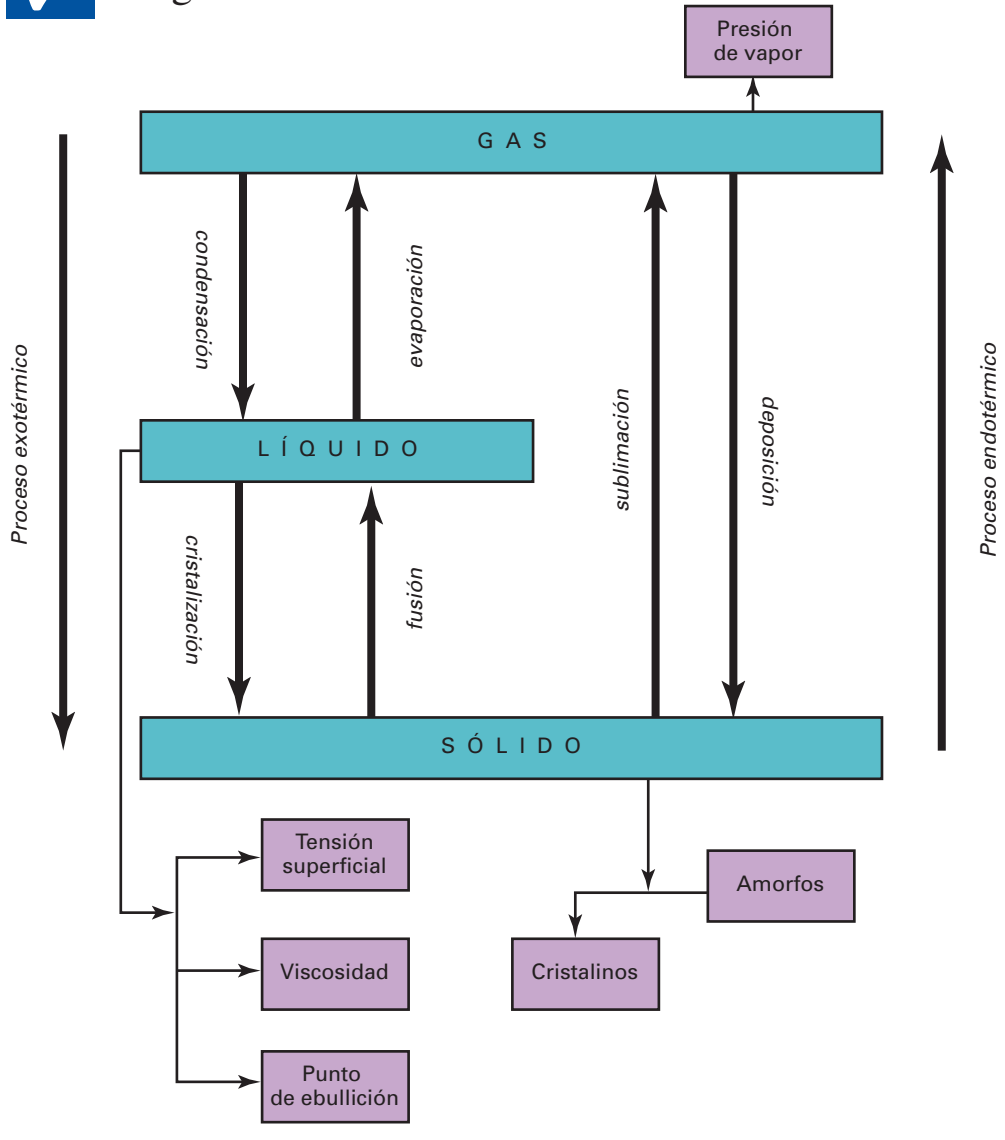
Los líquidos difieren en su tensión superficial, la tendencia a arrastrar moléculas de la superficie hacia el seno del líquido y, por tanto, a reducir la superficie a un mínimo y en su viscosidad la resistencia al flujo (sección 12.6).

La teoría cinética también explica seis características generales de los sólidos: ausencia de expansión, forma definida, volumen constante, ausencia de compresibilidad, alta densidad y miscibilidad muy limitada (sección 12.7). Los sólidos pueden ser cristalinos o amorfos (sección 12.8).

Los sólidos son objeto de cambios de estado exotérmicos como la congelación y de cambios de estado endotérmicos como la fusión. Los sólidos se licuan cuando se les suministra calor (calor de fusión), y se libera calor cuando los líquidos se solidifican (calor de solidificación) (sección 12.9).

En algunos casos, los sólidos se convierten directamente al estado gaseoso sin pasar por el estado líquido, es un proceso endotérmico que se llama sublimación. Lo inverso a la sublimación es la deposición, un proceso exotérmico (sección 12.10). Sin embargo, en general, las sustancias pasan del estado gaseoso al estado líquido y al sólido a medida que se elimina más y más calor, y el proceso se invierte conforme se añade más y más calor (sección 12.11).

Diagrama temático



Ejercicios

1. Defina o explique los siguientes términos (el número entre paréntesis se refiere a la sección del texto donde se menciona el término):

a. líquido (12.1)
b. condensación (12.2)
c. evaporación (12.2)
d. equilibrio dinámico (12.3)
e. presión de vapor (12.3)
f. punto de ebullición (12.4)
g. cambio de estado endotérmico (12.4)
h. cambio de estado exotérmico (12.4)
i. calor de evaporación (12.4)
j. calor de condensación (12.4)
k. destilación (12.5)
i. tensión superficial (12.6)
m. viscosidad (12.6)
n. sólido (12.7)
o. sólido cristalino (12.8)
p. sólido amorfo (12.8)
q. punto de congelación (12.9)
r. punto de fusión (12.9)
s. calor de fusión (12.9)
t. calor de solidificación (cristalización) (12.9)
u. sublimación (12.10)
v. deposición (12.10)

2. Diga cuál es la diferencia entre:

a. evaporación y condensación
b. punto de ebullición y presión de vapor
c. sólido cristalino y sólido amorfo
d. sublimación y evaporación

3. Enumere las características de los gases, de los líquidos y de los sólidos.

Evaporación (véanse las secciones 12.2 y 12.4)

4. El alcohol para fricciones (alcohol isopropílico) cuando se evapora produce una sensación de enfriamiento en la piel. ¿Por qué?

Punto de ebullición (véase la sección 12.4)

5. Las papas, cuando se cocinan en agua hirviente en las montañas, nunca parecen estar completamente cocidas. Explique por qué.

6. Explique por qué sus manos se limpian mejor cuando se las lava con jabón y agua caliente que cuando utiliza agua fría.

7. Los experimentos muestran que la viscosidad del aceite de ricino disminuye a medida que se aumenta la temperatura. Explique esta observación en términos de la teoría cinética.

8. ¿Cuál de los estados físicos de la materia presenta las fuerzas de atracción más intensas entre sus partículas? ¿Cuál tiene las más débiles?

Punto de fusión (véase la sección 12.9)

9. En el patinaje sobre hielo en exteriores la cuchilla del patín es muy delgada. Explique por qué.

10. Los termómetros de mercurio no se utilizan por debajo de −39ºC; los termómetros de alcohol (alcohol etílico) se utilizan en regiones extremadamente frías cuando la temperatura cae por debajo de −39ºC. ¿Por qué? (*Sugerencia*: Busque las propiedades físicas de los dos líquidos en un *Manual de química y física* o en otras referencias adecuadas).

Sublimación (véase la sección 12.10)

11. El hielo seco se almacena por lo general en una caja cerrada. Explique por qué.

12. Un estudiante de química colocó un sólido oloroso en un vaso de precipitado abierto y lo dejó en su mesa de laboratorio para que se secara hasta la siguiente sesión. Para su sorpresa, cuando regresó a la semana siguiente al laboratorio, sólo encontró la mitad del sólido en el vaso. Explique por qué.

✓ Problemas

En las tablas 12.1 y 12.3 podrá encontrar datos adicionales.

Punto de ebullición (véase la sección 12.4)

13. Use la gráfica que se encuentra en la figura 12.4 para determinar lo siguiente:

a. El punto de ebullición del heptano a $6\overline{00}$ mm Hg (torr).

b. El punto de ebullición del agua en la cima del monte Whitney en California (14,495 pies); la presión atmosférica es aproximadamente 435 mm Hg (torr).

c. El punto de ebullición del agua, en la frontera del Nepal-Tibet (29,028 pies); la presión atmosférica es de aproximadamente 240 mm Hg (torr).

d. El punto de ebullición del heptano en la cima del monte Éverest.

Calores de evaporación o de condensación (véase la sección 12.4)

14. Calcule la cantidad de calor, en kilocalorías, que se libera cuando 16.0 g de vapor se condensan para formar agua líquida a $1\overline{00}$°C.

15. Calcule la cantidad de calor, en kilojoules, que se requiere para evaporar 135 g de agua líquida a vapor a $1\overline{00}$°C.

16. Calcule la cantidad de calor, en kilojoules, que se requiere para evaporar 0.128 mol de agua líquida a vapor a $1\overline{00}$°C.

17. Calcule la cantidad de calor, en kilojoules, que se requiere para evaporar 0.625 mol de tetracloruro de carbono (CCl_4) en su punto de ebullición (76.7ºC). Repita el cálculo para la misma cantidad de cloruro de sodio en su punto de ebullición (1465ºC). Explique la gran diferencia en los valores calculados.

Punto de fusión (véase la sección 12.9)

18. Si una patinadora sobre hielo ejerce una presión de 17 atm, calcule el punto de fusión del hielo.

19. En el patinaje sobre hielo, la cuchilla de un patín puede ejercer una presión aproximada de $3\overline{0}$ atm sobre la superficie del hielo. ¿Cuál sería el punto de fusión del hielo a esa presión?

Calor de fusión o de solidificación (cristalización) (véase la sección 12.9)

20. Calcule la cantidad de calor, en kilocalorías, que se libera cuando 55.0 g de agua líquida forman hielo a 0ºC.

21. Calcule la cantidad de calor, en kilocalorías, que se requiere para fundir 0.750 mol de hielo a agua líquida a 0ºC.

22. Calcule la cantidad de calor, en kilojoules, que se requiere para fundir 0.0996 mol de hielo a agua líquida a 0ºC.

23. Calcule la cantidad de calor, en kilocalorías, que se requiere para licuar 0.435 mol de benceno (C_6H_6) sólido en su punto de fusión (6ºC).

Cambios de estado (véase la sección 12.11)

24. Calcule la cantidad de calor, en kilocalorías, que se requiere para convertir 25.0 g de hielo a exactamente 0ºC en vapor a exactamente $1\overline{00}$°C. [El calor específico del agua = 1.00 cal/(g•ºC).]

25. Calcule la cantidad de calor, en kilojoules, que se requiere para convertir 35.0 g de hielo a exactamente 0ºC en vapor a exactamente $1\overline{00}$°C. [El calor específico del agua = 4.18×10^3 J/(kg•K).]

26. Calcule la cantidad de calor, en kilocalorías, que se requiere para convertir 1.10 mol de hielo a exactamente 0ºC en vapor a $1\overline{00}$°C. [El calor específico del agua × 1.00 cal/(g•ºC).]

27. Calcule la cantidad de calor, en kilocalorías, que se libera cuando 0.120 kg de vapor a $1\overline{00}$°C se condensa para formar agua líquida a $6\overline{0}$°C. [El calor específico del agua = 4.18×10^3 J/(kg•K).]

28. Calcule la cantidad de calor a la caloría más cercana que se requiere para convertir 15.00 g de hielo a −8.0ºC en vapor a 105.0ºC. [Calores específicos: hielo = 0.500 cal/(g•ºC); agua = 1.00 cal/(g•ºC); vapor = 0.480 cal/(g•ºC).]

Problemas generales

29. Calcule la masa del agua en gramos que se podría calentar de 0ºC hasta 15ºC por medio del calor que se libera al enfriar 1.00 kg de agua de $1\overline{00}$°C a 25ºC.

30. El "sembrado" de un huracán es el proceso de dejar caer cristales de yoduro de plata desde un avión justo afuera del ojo de la tormenta. La "semilla" actúa condensando las gotitas de agua superenfriadas (entre −20 y 0ºC) en hielo, desprendiendo calor. Esta energía incrementa entonces la temperatura del aire circundante y disminuye la presión en la orilla del ojo; lo que se intenta es reducir la velocidad del viento que es muy alta en el área. Durante el sembrado de cierto huracán, el yoduro de plata se liberó a lo largo de una línea de aproximadamente 18.0 millas a $33,\overline{0}00$ pies de altura, dispersándose aproximadamente a $18,\overline{0}00$ pies.

a. Considerando que esta "cortina" de yoduro de plata, debido al viento, tuviera un ancho aproximado de 5.00 millas, ¿qué volumen de aire, en metros cúbicos, fue sembrado? (1 pulcada = 2.54 cm, 5280 pies = 1 milla).

b. "En promedio", este volumen de aire contenía 2.00 g de gotitas de agua por metro cúbico. Suponiendo que todas estas gotitas a 0ºC se convirtieran en hielo a 0ºC, calcule la cantidad de kilocalorías de calor que se liberaron durante el proceso de siembra.

Cuestionario del capítulo 12

1. Calcule la cantidad de calor, en kilocalorías, que se liberan cuando 65.0 g de vapor se condensan para formar agua líquida a $1\overline{00}$°C. (Calor de condensación = $54\overline{0}$ cal/g).

2. Calcule la cantidad de calor, en kilojoules, que se requiere para convertir 0.220 mol de agua líquida a vapor a $1\overline{00}$°C. (Calor de evaporación = 2.26×10^6 J/kg).

3. Calcule la cantidad de calor en calorías que se libera cuando 0.138 kg de agua líquida forma hielo a 0ºC. (Calor de solidificación = $8\overline{0}$ cal/g).

4. Calcule la cantidad de calor, en kilojoules, que se requiere para convertir 75.0 g de hielo a exactamente 0ºC en vapor a $1\overline{00}$°C. (Calor de fusión = 3.35×10^5 J/kg; calor específico del agua = 4.18×10^3 J/(kg•K); calor de evaporación = 2.26×10^6 J/kg).

Mercurio (Símbolo: Hg)

El mercurio es un líquido plateado. Es uno de los cuatro elementos que se conserva en estado líquido a temperatura ambiente.

El Sombrerero Loco en la fiesta del té, diseñado por sir John Tenniel para la primera edición, en 1865, de Las aventuras de Alicia en el país de las maravillas*, de Lewis Carrol.*

El elemento MERCURIO: el sombrerero loco

Nombre: El símbolo deriva de *hydrargyrum* (latín), que significa "plata líquida". Llamado así en honor del dios romano Mercurio, el mensajero de los dioses, que era inteligente y veloz. También se le llama azogue.

Apariencia: Es un líquido metálico de color plateado brillante.

Abundancia: El mercurio se encuentra en pequeñas cantidades sobre la corteza terrestre combinado con otros elementos como el oxígeno y el azufre.

Origen: En forma comercial se obtiene mediante el calentamiento del cinabrio [sulfuro de mercurio (II)] en presencia de oxígeno a 600ºC. Los productos de este proceso son el mercurio metálico y el gas dióxido de azufre.

Usos comunes: El mercurio se utiliza extensamente en la industria electrónica por ser uno de los pocos materiales líquidos que resultan excelentes conductores de la electricidad.

El mercurio se usa en las baterías de los aparatos para prótesis auditivas, calculadoras, relojes y marcapasos.

El mercurio se emplea en las lámparas fluorescentes para iluminar los hogares, la industria y en el alumbrado público. Estas lámparas producen una luz blanca característica.

Las amalgamas de mercurio (disoluciones de metales o sales metálicas en mercurio) se utilizan en diversas aplicaciones, por ejemplo, en las obturaciones dentales.

El mercurio se emplea en diversos instrumentos de medición, como son los termómetros (véase la sección 2.3) y los barómetros (véase la sección 11.2) porque tiene una alta densidad y conserva el estado líquido entre límites amplios de temperatura.

Acontecimientos raros: El mercurio y sus compuestos son muy tóxicos (venenosos), afectan principalmente el sistema nervioso. Durante años el mercurio se utilizó para extraer el oro y la plata, y los compuestos de mercurio se usaron como pesticidas, antisépticos y explosivos. En la actualidad, muchas de estas funciones se llevan a cabo de una manera menos riesgosa. El fieltro se fabricaba suavizando las fibras orgánicas con sales de mercurio, y los fabricantes de sombreros con frecuencia mostraban los efectos de la constante exposición a las sustancias que contienen mercurio. El Sombrerero Loco en *Las aventuras de Alicia en el país de las maravillas* se basa en esta premisa histórica.

Química sustentable y CTS

¿Ropa de plástico reciclado (PET)?

Desde que el plástico fue inventado a finales del siglo XIX, ha ido sustituyendo a otros materiales en la fabricación de empaques, envases y todo tipo de objetos. Debemos mucho al plástico, pero su recolección y posterior reciclaje se hacen necesarios para preservar el medio ambiente.

La conservación de nuestro hábitat ocupa un destacado lugar entre las inquietudes de la sociedad actual. Durante los últimos años, los criterios a los que el consumidor se atenía a la hora de realizar una compra, tales como el precio, la utilidad o la marca, se han visto acompañados por el que aboga por un producto **"ecológico",** calificándose de tal forma el impacto que causa en el medio ambiente una vez llegado a considerarse residuo.

El impacto nocivo que producen los plásticos en nuestro entorno es menor que el ocasionado por otros materiales tradicionales. La fabricación de este polímero requiere menos recursos que otros materiales, su ligereza y resistencia medioambiental aportan claras ventajas a su eficacia (transporte, embalaje, etc.), y, además, se pueden reciclar. Existen dos soluciones generales cuando un producto se convierte en residuo:

a) Tirarlo a un basurero

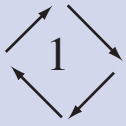
b) Recuperarlo (reutilización o reciclaje)

La que más interés acapara es la segunda de ellas, tanto ecológica como económicamente, debido a que requiere el menor desgaste del valor del producto y mínimos recursos. Sin embargo, la normativa legal, la salubridad y la degradación del producto no siempre posibilitan recurrir a la reutilización, con lo cual la única alternativa posible es la del reciclaje, que, en cualquier caso, nunca será el último fin, sino una vía para alcanzar otra serie de objetivos. Si lo que se pretende es reducir la cantidad de residuos y el consumo de materias primas, el reciclaje siempre resultará rentable; si se persigue reducir el consumo energético, la energía necesaria para reciclar deberá ser inferior a la que se requiera para fabricar la materia prima.

El descubrimiento del polietilentereftalato, mejor conocido como PET, fue patentado como un polímero para fibra en 1941. La producción comercial de fibra de poliéster comenzó en 1955; desde entonces, el PET ha presentado un continuo desarrollo tecnológico hasta lograr un alto nivel de sofisticación basado en el espectacular crecimiento del producto a nivel mundial y la diversificación de sus posibilidades.

El principal uso para la resina PET se da en la fabricación de envases. Los envases obtenidos son ligeros, transparentes, brillantes y con alta resistencia a impactos. Tienen cierre hermético, no alteran las propiedades del contenido y no son tóxicos.

La manera más fácil de saber si un envase está fabricado con resina PET, es buscar en el fondo el símbolo de un triángulo formado por flechas con el número "1" en el centro y bajo este, las siglas PET o "PETE" (en inglés).



Reciclando el PET

El reciclado es el proceso de los materiales, en este caso del PET, para acondicionarlos con el propósito de integrarlos nuevamente a un ciclo productivo como materia prima.

Hay tres maneras de aprovechar los envases de PET una vez que terminó su vida útil, someterlos a un reciclado:

- Mecánico: trituración de las piezas de plástico.
- Químico: las piezas se descomponen en compuestos más sencillos para ser utilizadas como materia prima.
- Energético (empleándolos como fuente de energía)

¿Sabías que el principal destino del reciclado del PET es la fabricación de fibras textiles?, utilizándose en la confección de alfombras, cuerdas, cepillos y escobas, zunchos, telas para prendas de vestir como el "polar", calzado, camisetas, etc. El PET reciclado no se destina a nuevos envases para bebidas o alimentos.

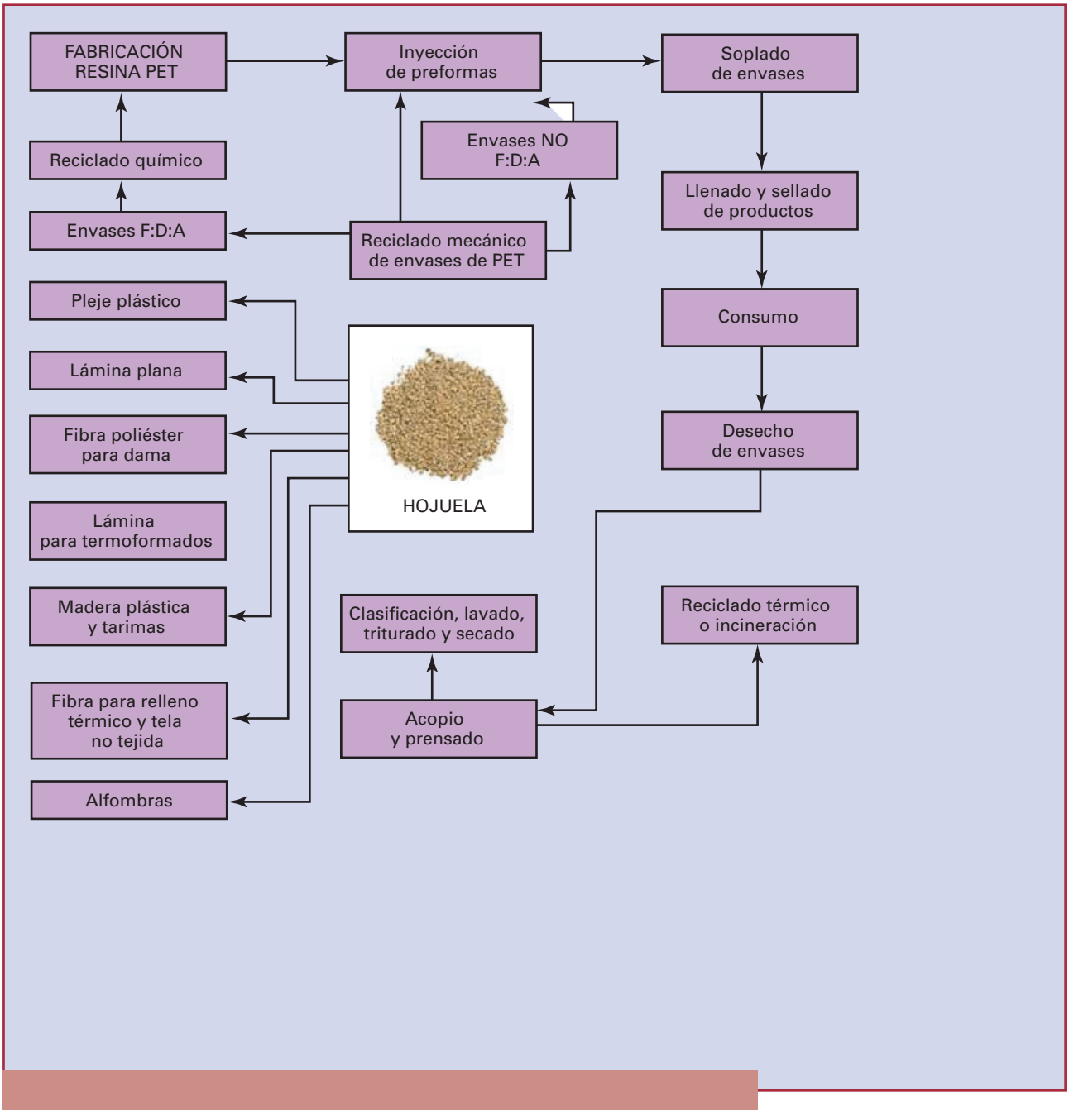
La planta de reciclaje más grande de América Latina

Al parecer algunas empresas han asumido por fin su participación en el deterioro del ambiente. Ejemplo de ello es que Coca-Cola de México, Coca-Cola Femsa y Alpla de México, anunciaron recientemente que se construirá la primera planta de reciclaje de envases de PET de América Latina.

En esa planta se reciclará el 35% del volumen total de botellas de PET que se producen en todo México. Dicho volumen estará por encima de los que actualmente se procesan en otras partes del mundo. La planta permitirá crear nuevas fuentes de empleo y disminuir el PET, que actualmente representa cerca del 50% de la basura.

Los beneficios serán un México más limpio, con menos volumen de basura y un mejor medio ambiente para todos. *Fuente*: www.aprepet.org.mx/quespet.html

Ciclo de vida del PET



Explícalo tú: Agua que hierve

Algunos conceptos relacionados: líquido, presión atmosférica, punto de ebullición, temperatura.

En un vaso de precipitado calentar agua, sin llegar al punto de ebullición (aproximadamente 60°C); introducirla en una jeringa desechable de 20 o 30 mL a la cual se le ha quitado la aguja; en el interior de la jeringa solamente debe de haber líquido. Sellar la punta de la jeringa con un pequeño tapón de hule. Extraer el émbolo para hacer vacío.

Reflexiones

¿Qué se observa? ¿Puedes explicarlo?

¿A qué se debe el fenómeno que ocurre?

Si se varía la temperatura del agua a 45°C. ¿Observarías lo mismo? Justifica tu respuesta.

Principio de operación de la olla de presión (expres)

¿Alguna vez te has preguntado porqué se cuecen más rápido los alimentos en la olla expres? La respuesta a esta pregunta tiene que ver con el experimento anterior.

El efecto de la presión sobre el punto de ebullición también explica que las ollas de presión ahorren tiempo en la cocina.

Una olla de presión es un recipiente sellado que deja escapar el vapor sólo cuando éste rebasa una presión determinada.

En el interior de las ollas de presión, la presión es mayor que la presión atmosférica*; la presión que soporta el agua en el interior de la olla es la suma de la presión atmosférica y la presión de vapor. Por tanto, el agua hervirá a una temperatura mayor a 100°C, y la comida estará más caliente y se cocinará más pronto.

*En la ciudad de México $P_{atmosférica}$= 586 mmHg, a esta presión, el agua hierve a 92°C

Capítulo 13

Agua

Lanzamiento del transbordador espacial Discovery. *La combustión de hidrógeno líquido para formar agua y energía se utiliza para lanzar cohetes al espacio (NASA).*

Objetivos del capítulo 13

1. Enumerar las diferentes propiedades físicas del agua (sección 13.1).
2. Describir la estructura del agua, explicar por qué el ángulo de enlace H—O—H es de 105º, y explicar el ángulo de enlace del agua, un compuesto polar (secciones 13.2 y 13.3).
3. Describir un enlace de hidrógeno y la manera en que afecta las propiedades físicas del agua (sección 13.4).
4. Complementar y balancear las ecuaciones químicas en las que el agua es un producto (sección 13.5) o un reactivo (sección 13.6).
5. Definir el término *hidrato*, explicar los mecanismos mediante los cuales el agua está unida en un hidrato, calcular el porcentaje de agua en un hidrato y la fórmula de un hidrato, y definir los términos *sustancias eflorescentes, sustancias higroscópicas y sustancias delicuescentes* (sección 13.7).
6. Explicar cómo se puede utilizar una columna de intercambio iónico para convertir el agua dura en suave o blanda y explicar cómo se pueden eliminar del agua las impurezas peligrosas (sección 13.8).
7. Describir la estructura, preparación, propiedades y usos del peróxido de hidrógeno (sección 13.9).

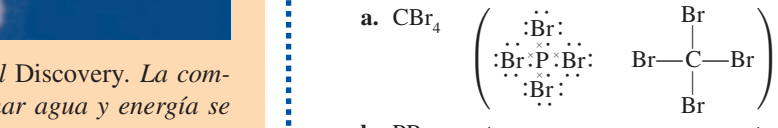
Cuenta regresiva

Puede utilizar la tabla periódica y las reglas para la solubilidad de las sustancias inorgánicas en agua.

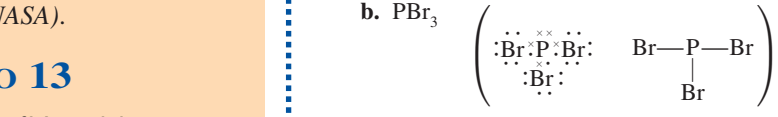
Elemento	Unidades de masa atómica (uma)
Ba	137.3
C1	35.5
C	12.0
O	16.0
H	1.0
S	32.1

5. Escriba las estructuras de Lewis y las fórmulas estructurales de las siguientes moléculas (sección 6.7):

a. CBr_4



b. PBr_3



4. Calcule lo siguiente (secciones 7.3, 7.4 y 8.2):

a. los moles de cloruro de bario en 70.5 g de cloruro de bario (0.338 mol)

b. los moles del carbonato de bario en 85.8 g de carbonato de bario (0.435 mol)

3. Calcule el porcentaje de hidrógeno en los siguientes ácidos (secciones 7.6 y 8.4):

a. ácido sulfúrico (2.0%)

b. ácido acético (6.7%)

2. Balancee las siguientes ecuaciones químicas (secciones 9.3 y 9.4):

a. $PbO_2(s) \xrightarrow{\Delta} PbO(s) + O_2(g)$ $(2 \longrightarrow 2 + 1)$

b. $C_6H_{12}O_6(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} CO_2(g) + H_2O(g)$ $(1 + 6 \longrightarrow 6 + 6)$

1. Utilice las reglas para la solubilidad de sustancias inorgánicas en agua y la tabla periódica para predecir los productos de las siguientes reacciones de neutralización y balancee las ecuaciones químicas. [Indique si hay precipitado con una (*s*)] (sección 9.10).

a. $Pb(OH)_2(s) + HC_2H_3O_2(ac) \longrightarrow$
$[Pb(OH)_2(s) + 2\ HC_2H_3O_2(ac) \longrightarrow$
$Pb(C_2H_3O_2)_2(ac) + 2\ H_2O(l)]$

b. $Pb(OH)_2(s) + H_3PO_4(ac) \longrightarrow$
$[3\ Pb(OH)_2(s) + 2\ H_2PO_4(ac) \longrightarrow$
$Pb_3(PO_4)_2(s) + 6\ H_2O(l)]$

¿Lo sabías?

- ✔ El agua es la sustancia más abundante sobre la Tierra.
- ✔ En forma sólida (hielo) y líquida, el agua cubre 71% de la superficie terrestre.
- ✔ Tu cuerpo está compuesto de 60% de agua.
- ✔ Usted y todos los organismos vivos requieren agua para vivir.
- ✔ Los seres humanos requieren casi 2.5 L de agua diariamente.
- ✔ El promedio de los estadounidenses obtiene a diario cerca de 1.5 litros de agua que proviene de los alimentos y un litro que proviene de las bebidas.

Puesto que el agua es parte de la vida humana, y también una parte integral de muchos compuestos químicos que conforman los objetos vivientes y no vivientes en nuestro mundo, en este capítulo veremos este precioso líquido, sus características, enlaces, formación, reacciones y purificación. Además, analizaremos algunas de las sustancias más comunes que contienen agua.

13.1 Propiedades físicas del agua

Durante el estudio de los capítulos anteriores, aprendimos mucho acerca de las propiedades y el comportamiento del agua. Esta sección intenta hacer una recopilación de manera que nos sintamos cómodos utilizando la información relacionada con el agua a medida que continuamos nuestro estudio de la química.

Apariencia

El agua pura es incolora, inodora e insípida. Cualquier cambio en estas propiedades se debe a las impurezas que están disueltas en ella. Un ejemplo de tal impureza es el sulfuro de hidrógeno, el cual con frecuencia se encuentra disuelto en aguas de manantial sulfurosas, produciendo un olor a huevo podrido.

Densidad

A 4ºC, la densidad del agua líquida es de 1.00000 g/mL, que es su densidad máxima. Este valor se utiliza como patrón en los cálculos que comprenden la densidad relativa (véase la sección 2.9). A 0ºC, la densidad del agua líquida es de 0.99987 g/mL, mientras que la densidad del hielo es 0.917 g/mL. El hielo flota sobre el agua porque es *menos denso* que el agua líquida a la misma temperatura. El volumen del hielo flotante expuesto al aire es de casi 8%. Cerca de 92% se encuentra bajo la superficie (véase la figura 13.1).

El hielo y el agua a 0ºC tienen una densidad más baja que el agua a temperaturas arriba de 4ºC. Ésta es la razón por la que los lagos y los estanques se congelan desde la *superficie hacia abajo*. Si el hielo fuera más denso que el agua, como ocurre con la mayoría de los sólidos que son más densos que sus líquidos correspondientes, los lagos y los estanques se congelarían desde el fondo hacia arriba. Se congelarían por completo durante el invierno y los peces no podrían vivir en ellos.

La expansión del agua cuando se congela también explica el desgaste de las rocas. Cuando el agua se congela en las grietas, se expande y de esta forma contribuye a la erosión de las rocas.

Figura 13.1
El hielo flota sobre el agua. La densidad del hielo es 0.917 g/mL a 0ºC y la del agua líquida en 0.99987 g/mL a 0ºC.

13.2 La estructura de la molécula de agua

Muchas de las propiedades del agua que tomamos como ciertas son un resultado directo de su estructura molecular. Así, para comprender realmente las propiedades del agua, debemos entender su estructura. En otras palabras, el agua se parece mucho a un automóvil. Podemos utilizarla y apreciar sus cualidades sin comprender su funcionamiento interno. Pero no podemos saber *por qué* se comporta como lo hace sin "mirarla con ojos de analista".

En el ejemplo 6.2 (sección 6.7), desarrollamos la siguiente estructura de Lewis de la molécula de agua:

Tabla 13.1 Algunas propiedades físicas del agua

Propiedad	Valor
Apariencia	Incolora, inodora e insípida
Punto de ebullición normal	$1\overline{00}$°C
Punto de fusión	0ºC
Densidad a 4ºC	1.00000 g/mL
Calor específico del líquido	1.00 cal/(g•ºC), 4.18×10^3 J/(kg•K)
Calor de fusión	$8\overline{0}$ cal/g, 3.35×10^5 J/kg
Calor de evaporación	$54\overline{0}$ cal/g, 2.26×10^6 J/kg

Esta estructura sugiere que cada molécula de agua consta de un átomo de oxígeno central unido a dos átomos de hidrógeno mediante enlaces covalentes que contienen dos electrones cada uno. Además, cada átomo de oxígeno tiene dos pares de electrones sin compartir.

A pesar de las posiciones de los átomos de O y de H en este modelo, observamos que el ángulo de enlace H—O—H del agua es de 105º. En la sección 6.8 describimos la molécula del agua como *angular*. La razón de esto es que el átomo de oxígeno tiene *cuatro* grupos de electrones a su alrededor, dos pares de electrones de enlace (O—H, enlaces sencillos), y dos pares de electrones sin compartir. Cada par de electrones repele a los otros pares debido a la repulsión de cargas iguales (ley de Coulomb; véase la sección 6.6).

Para reducir estas interacciones de repulsión, los cuatro pares de electrones se alejan lo más posible entre sí. De esta manera, se forma un tetraedro con el átomo de oxígeno en el centro (véase la sección 6.8, Casos Especiales del Tetraedro: moléculas angulares y piramidales) y los pares de electrones en las cuatro esquinas del tetraedro, como se muestra en la figura 13.2a, creando un ángulo de enlace de 109.5º. De esta manera, los pares de electrones se mantienen junto al átomo de oxígeno mientras que llevan hasta el máximo la distancia entre ellos. La interacción repulsiva entre los pares de electrones sin compartir del agua es algo mayor que la interacción repulsiva entre los pares de electrones que intervienen en los enlaces covalentes hidrógeno-oxígeno. El resultado es el ángulo de enlace ligeramente más pequeño de 105º en las moléculas de agua, como se muestra en la figura 13.2b.

13.3 Polaridad del agua

En la sección 6.5 señalamos que el oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno. Esta diferencia en las electronegatividades del oxígeno y del hidrógeno da como resultado que los electrones se compartan de manera desigual durante la formación de enlaces covalentes entre el oxígeno y el hidrógeno, en donde el hidrógeno es parcialmente positivo (δ^+) y el

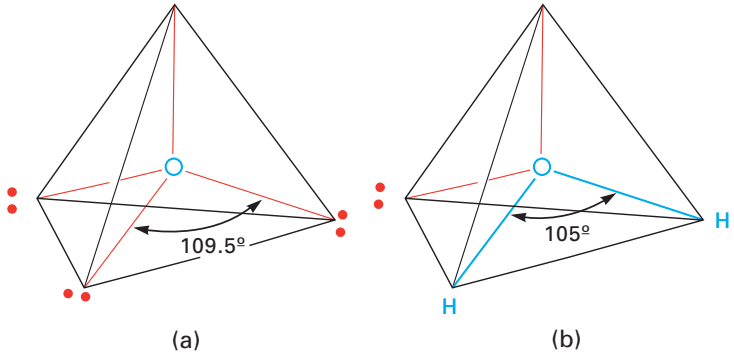


FIGURA 13.2
Estructura de una molécula de agua individual. (a) Los cuatro pares de electrones se encuentran a la mayor distancia posible entre sí. El átomo de oxígeno está en el centro del tetraedro, creando un ángulo de enlace de 109.5º. Los pares de electrones permanecen cerca de los átomos de oxígeno, mientras que aumentan la distancia entre ellos. (b) La estructura de la molécula de agua muestra los enlaces covalentes (azul) y los pares de electrones sin compartir (rojo). La interacción repulsiva entre los pares de electrones sin compartir es ligeramente mayor que la interacción repulsiva entre los pares de electrones del enlace covalente oxígeno-hidrógeno. El resultado es un ángulo de enlace ligeramente más pequeño de 105º en la molécula de agua.

oxígeno parcialmente negativo (δ^-), como se ve en la figura 13.3a. Este desequilibrio produce un **enlace polar** (enlace covalente polar). Una molécula con enlaces polares tiene un centro de carga positiva (un centro de sitios principalmente positivos) y un centro de carga negativa (un centro de sitios parcialmente negativos) dentro de la molécula. De una molécula en la cual estos centros de carga positiva y negativa no coinciden, sino que están separados por una distancia finita, se dice que tiene un **momento dipolo**. Estas moléculas tienen regiones que siempre tienen carga positiva o negativa. Como se muestra en la figura 13.3b, un símbolo de flecha ($\mapsto$) indica este momento, con la punta de la flecha señalando hacia el centro negativo. Los compuestos que tienen moléculas con *momentos dipolo*, como el agua, se conocen como *compuestos polares.*

Si el ángulo de enlace hidrógeno-oxígeno fuera de 180º (lineal), entonces *no* existiría ningún momento dipolo neto en el compuesto debido a que el centro de las cargas positivas coincidiría con el centro de la carga negativa en el átomo de oxígeno.

H—O—H (lineal) momento dipolo = 0

Por consiguiente, la *forma* de una molécula es uno de los factores importantes que determina este momento dipolo. La presencia de un momento dipolo en el agua indica que el ángulo entre los hidrógenos no es de 180º.

Enlace polar Tipo de enlace químico, conocido también como enlace covalente polar, formado por una compartición *desigual* de los electrones entre dos átomos cuya electronegatividad es diferente.

Momento dipolo Propiedad de una molécula en la que la presencia de enlaces polares genera un centro de carga positiva y un centro de carga negativa que no coinciden; estas moléculas siempre tienen regiones con carga positiva o negativa.

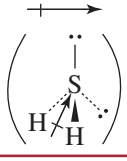
Clave del estudio: Un momento dipolo es algo como el helado con chispas de chocolate, en el que las chispas no están distribuidas de manera uniforme. Algunas partes del helado (moléculas) tienen más chispas (carga) que otras.

Ejercicio de estudio 13.1

Represente el *momento dipolo neto*, si es que lo hay para las siguientes moléculas. [*Sugerencia*: Escriba la estructura de Lewis y la fórmula estructural (sección 6.7), considere las electronegatividades de los elementos (figura 6.11) y luego decida la forma de la molécula, es decir, lineal, plana trigonal, tetraédrica, angular o piramidal (sección 6.8)].

a. HF (H—F)

b. H_2S



Resuelva el problema 8.

13.4 El enlace por puente de hidrógeno en el agua

Como se muestra en la tabla 13.2, el agua tiene algunas propiedades extraordinarias en comparación con los compuestos de hidrógeno de los otros elementos (S, Se, Te) que están en el mismo grupo que el oxígeno, el grupo VIA (16). Los puntos de fusión y de ebullición de estos otros compuestos de hidrógeno están representados en la figura 13.4. Observe la disminución en ambas propiedades conforme se mueve el H_2Te hacia el H_2Se y el H_2S. Si quisiéramos predecir los puntos de fusión y de ebullición (se muestran como círculos en blanco en la figura 13.4) del agua a partir de las tendencias que muestra el H_2S, H_2Se y H_2Te, obtendríamos valores de -106ºC (fusión) y -81ºC (ebullición), no los valores reales de 0ºC y 100ºC, respectivamente. También en la tabla 13.2, observe que los calores de fusión y de vaporación del agua son elevados.

Entonces, ¿por qué los puntos de fusión y de ebullición del agua, así como sus calores molares de fusión y de evaporación son comparativamente elevados? Estas propiedades son el resultado de un tipo especial de enlace que se forma entre las moléculas de agua con una fuerza mucho mayor que entre las moléculas de los otros compuestos de hidrógeno. Como señalamos al principio de este capítulo, el agua es polar. La carga parcial negativa (δ^-) que existe sobre el átomo de oxígeno debido a la presencia de los pares de

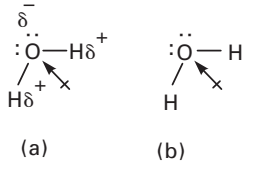


FIGURA 13.3
Polaridad del agua: (a) en la molécula de agua los electrones se comparten en forma desigual ocasionando que el hidrógeno sea parcialmente positivo (δ^+), y el oxígeno parcialmente negativo (δ^-); (b) el *momento dipolar neto* en una molécula de agua.

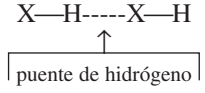
TABLA 13.2 **Algunas propiedades físicas de los compuestos de hidrógeno del grupo VIA (16)**

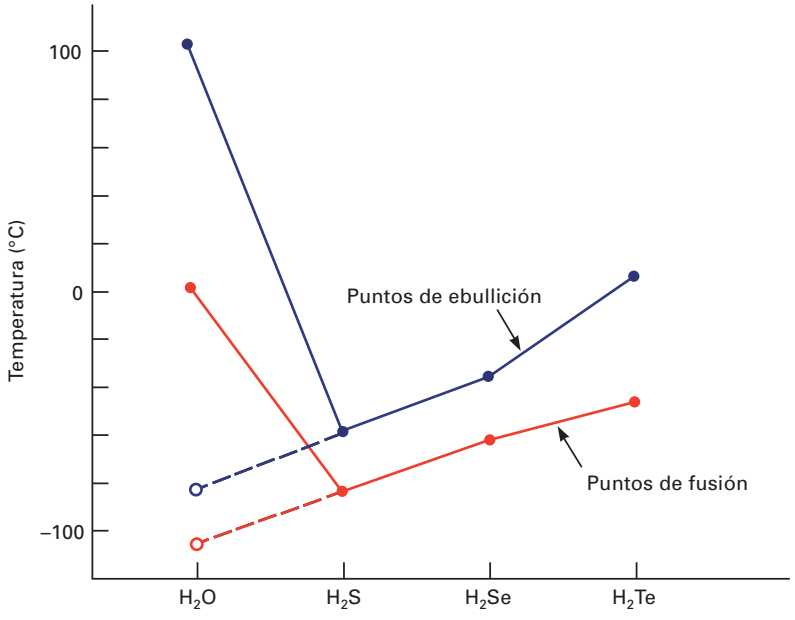
PROPIEDAD	H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te
Masa molar (g)	18.0	34.1	81.0	129.6
Punto de fusión (°C)	0	−86	−66	−49
Punto de ebullición (°C)	100	−61	−41	−2
Calor de fusión				
(kcal/mol)	1.44	0.57	0.60	1.0
(kJ/mol)	6.02	2.38	2.51	4.18
Calor de evaporación				
(kcal/mol)	9.72	4.46	4.62	5.55
(kJ/mol)	40.7	18.7	19.3	23.2

electrones sin compartir en *una* molécula de agua atrae una carga parcial positiva (δ^+), que existe sobre el átomo de hidrógeno de otra molécula de agua.

Esta atracción da como resultado la formación de una interacción débil conocida como *puente de hidrógeno*. Un **enlace por puente de hidrógeno** ocurre cuando un átomo de hidrógeno que está enlazado con un átomo de alta electronegatividad (X) se enlaza parcialmente con otro átomo electronegativo. Los átomos *electronegativos*, como el F, O y N (compare el orden de electronegatividades en la figura 6.11), por lo general participan en estos enlaces. En el caso del agua, estos enlaces de hidrógeno mantienen juntas a *dos* o *más* moléculas, formando cadenas o grupos. Esta unión se representa con una línea punteada (-----), como se muestra a continuación en las figuras 13.5 y 13.6.

Enlace por puente de hidrógeno Tipo de enlace químico débil que resulta cuando átomos de hidrógeno se unen a elementos muy electronegativos como F, O y N.





Compuesto de hidrógeno que se forman con los elementos del grupo VIA (16).

FIGURA 13.4
Predicción de los puntos de fusión y de ebullición del agua. Los puntos de fusión (rojo) y de ebullición (azul) de los compuestos de hidrógeno del grupo VIA (16) se representan como círculos coloridos. Los puntos calculados de fusión y de ebullición del agua se muestran como círculos en blanco y se predicen mediante la extrapolación (líneas punteadas) de los datos del H_2S, H_2Se y H_2Te.

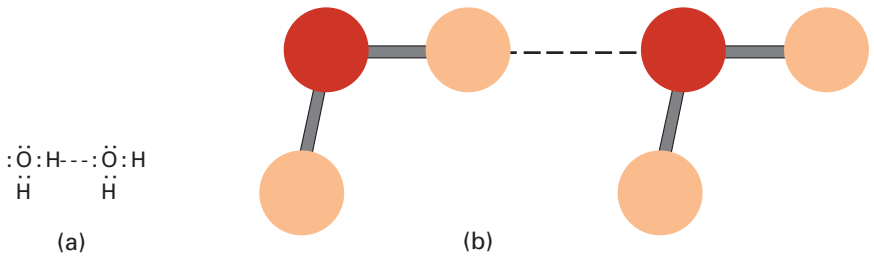


FIGURA 13.5
Puente de hidrógeno en el agua: (a) fórmula de Lewis; (b) modelo de las barras y las esferas.

Un puente de hidrógeno es mucho más débil que un enlace covalente. Por ejemplo, la energía del puente de hidrógeno es de 6.4 kilocalorías (27 kilojoules) por mol en el hielo; sin embargo, la de un enlace covalente hidrógeno-oxígeno es de 119 kilocalorías (498 kilojoules) por mol. La energía promedio del puente de hidrógeno es de alrededor de 5 kilocalorías (20 kilojoules) por mol.

En un puente de hidrógeno, el átomo de hidrógeno no está colocado en el centro exacto entre los dos átomos de oxígeno electronegativos en las dos moléculas de agua. La longitud del puente de hidrógeno (177 pm) es mayor que la del enlace covalente hidrógeno-oxígeno (99 pm), como muestran las figuras 13.5 y 13.6. El fuerte enlace covalente H—O es el más corto; el más largo es el débil puente de hidrógeno H—O.

Clave del estudio: Los enlaces covalentes son *fuertes* y unen átomos *dentro* de la misma molécula. Los puentes de hidrógeno son más *débiles* y por lo general intervienen átomos de dos elementos *diferentes*.

Siempre, al pasar de sólido a líquido o a gas, debe suministrarse calor para vencer las fuerzas de atracción en el sólido o en el líquido. Las fuerzas de atracción incluyen los puentes de hidrógeno, los cuales, aunque más débiles que los enlaces covalentes, son más fuertes que la mayoría de las fuerzas de atracción que hay entre las moléculas de los compuestos que carecen de puentes de hidrógeno. Por tanto, a medida que el hielo comienza a fundirse a su estado líquido a 0ºC, se rompen algunos, pero no todos, de los puentes de hidrógeno. La rotura de estos enlaces requiere más energía que el rompimiento de las fuerzas de atracción entre moléculas que carecen de puentes de hidrógeno, en los cuales las fuerzas de atracción son más débiles. Este elevado requerimiento de energía explica el elevado punto de fusión y el elevado calor de fusión del agua.

Al elevar la temperatura del agua líquida de 0ºC a 100ºC, disminuye la cantidad de puentes de hidrógeno. Al cambiar desde su estado líquido a su estado gaseoso (vapor) a $\overline{100}$°C (1 atm), se rompen casi todos los puentes de hidrógeno del agua. Como ya mencionamos, el rompimiento de estos puentes requiere más energía que el rompimiento de las atracciones entre moléculas presentes en un compuesto sin puentes hidrógeno. Como resultado, el agua tiene un elevado punto de ebullición y calor de evaporación (véase la figura 13.7).

El puente de hidrógeno de las moléculas de agua también nos ayuda a explicar el extraño comportamiento del agua durante la congelación. En el capítulo 12, observamos que las moléculas de los sólidos se encuentran mucho más cercanas que las de los líquidos. Sin duda habrá notado cómo el agua se expande cuando se congela (el desastre que se origina

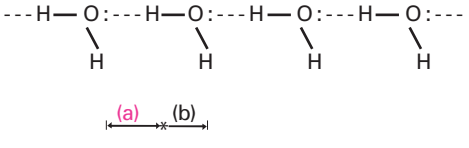


FIGURA 13.6
El agua y el hielo contienen muchos enlaces de hidrógeno. Observe que la longitud del "puente de hidrógeno", (a) (177 pm), es mayor que la longitud del enlace covalente hidrógeno-oxígeno, (**b**) (99 pm).

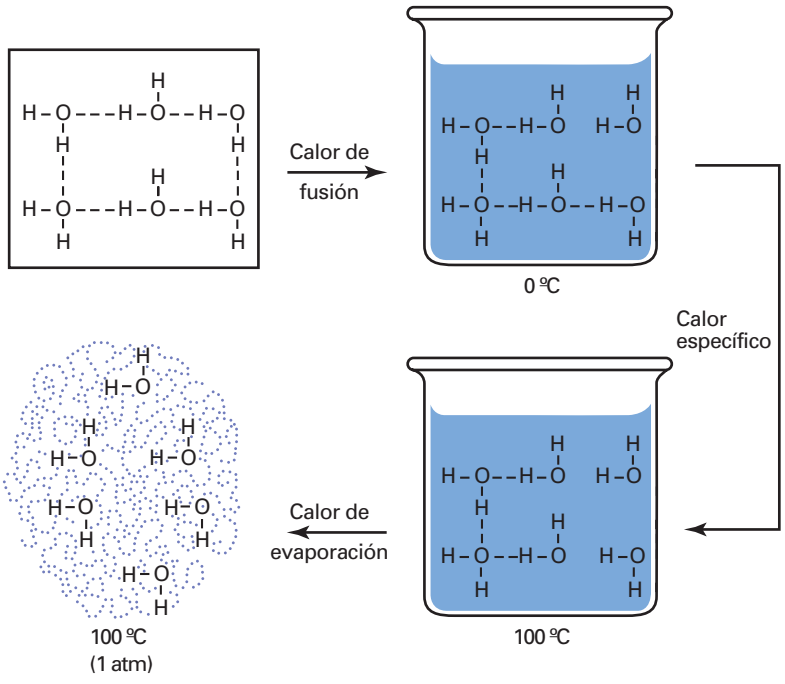


FIGURA 13.7
Transformación de hielo en agua líquida y en vapor de agua, mostrando los puentes de hidrógeno. Observe cómo disminuyen estos enlaces durante las transformaciones. (Por conveniencia sólo se muestra en dos dimensiones con un ángulo de 90º en las moléculas de agua).

Tú y la Química

si usted deja durante un largo tiempo una bebida enlatada en el refrigerador). La formación de los puentes de hidrógeno entre moléculas de agua las obliga a orientarse en una forma muy específica, como se muestra en la figura 13.8. Este acomodo genera una gran cantidad de espacio vacío en la estructura del hielo. Por lo tanto, el volumen aumenta durante el cambio de líquido (agua) a sólido (hielo).

Los compuestos de hidrógeno de los otros elementos que están en el grupo VIA (16; S, Se y Te) parece que *no* se unen por puentes de hidrógeno en forma apreciable. Estos elementos *no* son tan electronegativos como el oxígeno y por ello los derivados de hidrógeno tienen puntos de fusión, puntos de ebullición, calores molares de fusión y calores molares de evaporación considerablemente más bajos.

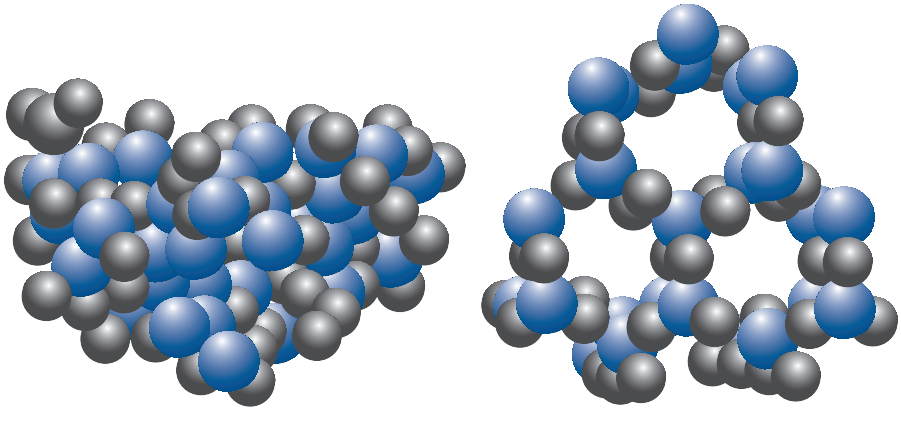


FIGURA 13.8
La densidad del hielo es menor que la densidad del agua. (a) En el agua líquida, las moléculas se encuentran más cercanas. (b) En el hielo, el puente de hidrógeno obliga a las moléculas a orientarse de manera que se generan espacios vacíos, disminuyendo la densidad del sólido.

Ejercicio de estudio 13.2
Explique la aparente irregularidad en la serie de puntos de fusión de los compuestos NH_3, PH_3 y AsH_3. Las electronegatividades son como sigue: N = 3.0, P = 2.1, As = 2.0. Puede utilizar la tabla periódica.

COMPUESTO	PUNTO DE FUSIÓN (°C)
NH_3	–78
PH_3	–133
AsH_3	–117

[El punto de fusión del NH_3 es superior al del PH_3 y del AsH_3. Debido a la alta electronegatividad del N, el NH_3, forma puentes de hidrógeno (H_2N—H---NH_3). El P y el As tienen electronegatividades bajas y no forman puentes de hidrógeno. La energía que se requiere para separar las moléculas de NH_3 incluye la energía para romper los puentes de hidrógeno. El PH_3 y el AsH_3, no tienen puentes de hidrógeno que se puedan romper y por lo tanto se separan con menos energía].

Resuelva el problema 9.

13.5 Reacciones importantes en las que se produce agua

Como se señaló al inicio de este capítulo, el agua es muy común en nuestras vidas y en nuestro planeta. Así, no es sorprendente que el agua sea un producto de muchas reacciones químicas, en particular reacciones de combustión y de neutralización. De hecho, muchas de las reacciones bioquímicas del cuerpo incluyen agua como reactivo o como producto.

Combustión

Muchos compuestos *orgánicos* (que contienen carbono) se queman en presencia del oxígeno (el aire contiene aproximadamente 20% de oxígeno), formando agua y dióxido de carbono cuando la combustión es completa. Un ejemplo es la reacción exotérmica del metano (gas natural), que se quema en presencia del aire para producir agua y dióxido de carbono, liberando así la energía en forma de calor que se utiliza para calentar muchos hogares.

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2\ H_2O(g) + CO_2(g) + \text{energía (=213 kcal a 25°C)} \quad (13.1)$$

Otro ejemplo es la combustión completa del queroseno para producir dióxido de carbono, agua y energía:

$$2\ C_{12}H_{26}(l) + 37\ O_2(g) \text{ o } (l) \xrightarrow{\Delta} 26\ H_2O(g) + 24\ CO_2(g) + \text{energía} \quad (13.2)$$

Esta reacción se utilizó en la primera etapa del cohete *Saturno V* para lanzar a los astronautas hacia la Luna en las primeras misiones espaciales *Apolo*. El oxidante era oxígeno líquido puro en lugar de aire.

Otro ejemplo de combustión en el que se produce agua es el metabolismo de los alimentos. La combustión completa de la sacarosa (azúcar) produce dióxido de carbono, agua y energía.

$$C_{12}H_{22}O_{11}(s) + 12\ O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 11\ H_2O(g) + 12\ CO_2(g) + \text{energía} \quad (13.3)$$

Esta energía conserva el cuerpo caliente y mantiene su temperatura. En la reacción anterior una cucharada de azúcar (12 g) produce 45 kcal (Cal).

Combinación de hidrógeno y oxígeno

El hidrógeno en forma de gas puede combinarse con oxígeno gaseoso bajo condiciones apropiadas para formar agua:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ H_2O(g) + \text{energía} \qquad (13.4)$$

Si se quema hidrógeno puro en presencia de oxígeno o de aire, el hidrógeno se quemará suavemente en la superficie donde el gas hidrógeno tenga contacto con el gas oxígeno y formará una flama muy caliente e incolora. Como se muestra en la ecuación anterior, el agua sólo es el producto de esta reacción. Pero si una combinación 2:1 de hidrógeno y oxígeno gaseoso se mezclan perfectamente *antes* de quemarlos, ocurrirá una explosión violenta (véase la figura 13.9 y la fotografía del ensayo, "El elemento hidrógeno: más ligero que el aire").

La *National Aeronautics and Space Administration* (NASA, Administración Nacional Aeronáutica y del Espacio) utiliza esta reacción del hidrógeno y el oxígeno cuando combina hidrógeno líquido y oxígeno líquido durante la etapa inicial del transbordador espacial. El trágico accidente del transbordador espacial *Challenger* en 1987 fue ocasionado por la falla de los anillos O gigantes, hechos de hule sintético, que sellan cada unión entre los segmentos del cohete acelerador. Lo más probable es que estos anillos O no evitaron una fuga de la unión donde se conectan dos segmentos del acelerador debido a la baja temperatura (36ºF) en el momento del lanzamiento. Los gases calientes que escapaban de esta fuga finalmente ocasionaron el rompimiento de los tanques que contenían el hidrógeno y el oxígeno líquidos. La explosión catastrófica resultante destruyó los cohetes y el *Challenger*, muriendo las siete personas de abordo.

Tú y la Química

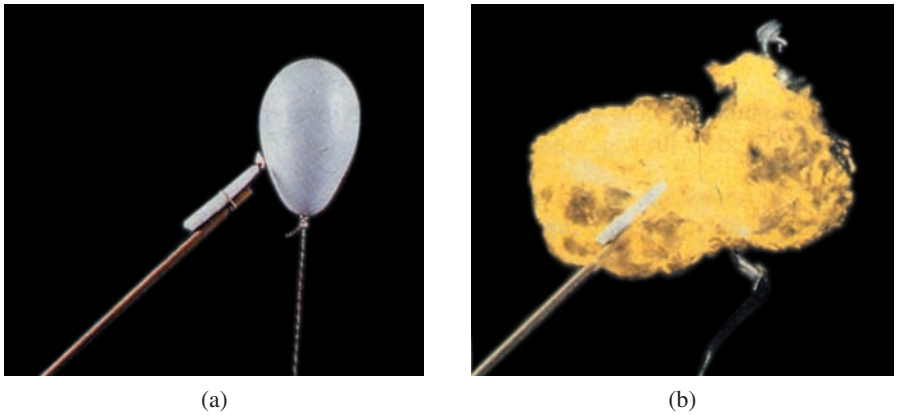
Producto de reacciones de neutralización

En casi todas las reacciones de neutralización (véase la sección 9.10), el agua es uno de los productos. Veamos algunos tipos de reacciones de neutralización en las que se obtiene agua como uno de los productos.

$$KOH(ac) + HCl(ac) \longrightarrow KCl(ac) + H_2O(l) \qquad (13.5)$$

$$BaO(s) + 2\ HCl(ac) \longrightarrow BaCl_2(ac) + H_2O(l) \qquad (13.6)$$

$$Ba(OH)_2(ac) + CO_2(g) \longrightarrow BaCO_3(s) + H_2O(l) \qquad (13.7)$$



(a) (b)

FIGURA 13.9
Combustión de hidrógeno y oxígeno. Cuando al globo que contiene hidrógeno y oxígeno (a) se lo toca con una flama, (b) ocurre una explosión violenta.

13.6 Reacciones del agua

Tan importantes son las reacciones que producen agua como las reacciones en las que participa el agua. Dos de las reacciones fundamentales incluyen la electrólisis del agua y las reacciones entre el agua y ciertos metales.

Electrólisis

Electrólisis Aplicación de una fuente externa de energía eléctrica a una sustancia para producir un cambio químico.

Como señalamos en la sección 3.3, la aplicación de una corriente eléctrica directa (**electrólisis**) a través de agua que contiene una cantidad mínima de ácido sulfúrico o de alguna otra sustancia iónica descompone el agua y libera gases hidrógeno y oxígeno:

$$2\ H_2O(l) \xrightarrow[\text{eléctrica directa}]{\text{corriente}} 2\ H_2(g) + O_2(g) \qquad (13.8)$$

Esta reacción es justamente lo inverso de la combinación de hidrógeno y oxígeno, ¿es una reacción de descomposición exotérmica o endotérmica? [Véase la ecuación (13.4)].

Cuando se recarga una batería (véase la sección 16.7) mediante fuentes externas, también se produce una electrólisis. Se desprenden pequeñas cantidades de gas hidrógeno y de gas oxígeno. Si en este momento existiera una pequeña flama o chispa podría quemar estos gases y producir una explosión, como se muestra en la ecuación (13.4). Por esta razón, las baterías y los cargadores de baterías llevan una advertencia de no fumar ni encender llamas en su cercanía.

Reacción con ciertos metales

En la sección 9.8 presentamos la serie electromotriz (o de actividad) y dijimos que ciertos metales de la serie desplazarán a cualquier otro que los siga en una disolución acuosa de su sal o ácido. Los primeros cinco metales de la serie —*litio, potasio, bario, calcio* y *sodio*— son muy activos y pueden desplazar a *un* átomo de hidrógeno del agua para formar el *hidróxido metálico* y el gas hidrógeno (véase la lista el margen):

$$Ba(s) + \underset{\text{(exceso)}}{2\ H{-}OH(l)} \longrightarrow Ba(OH)_2(ac) + H_2(g) \qquad (13.9)$$

Clave del estudio: Si se escribe el agua como H—OH se facilita la sustitución de *un* átomo de hidrógeno en el agua.

Los cinco metales siguientes —*magnesio, aluminio, zinc, hierro y cadmio*— desplazan a los átomos de hidrógeno del *vapor de agua* bajo condiciones adecuadas y forman el *óxido metálico* y el gas hidrógeno:

$$Mg(s) + H_2O(g) \xrightarrow{\Delta} MgO(s) + H_2(g) \qquad (13.10)$$

Los otros metales de la serie electromotriz (o de actividad) no son lo bastante activos para reaccionar con el agua, ya sea fría o caliente.

Li
K
Ba
Ca
Na
—
Mg
Al
Zn
Fe
Cd
—
Ni
Sn
Pb
(H)
Cu
Hg
Ag
Au

Ejercicio de estudio 13.3

Complete y balancee las siguientes ecuaciones de reacciones químicas; indique si hay formación de precipitado con (*s*) y si hay formación de gas con (*g*). (Puede utilizar la tabla periódica).

a. $\underset{\text{alcohol metílico}}{CH_4O(l)} + \underset{\text{(exceso)}}{O_2(g)} \xrightarrow{\Delta}$

$$[2\ CH_4O(l) + 3\ O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2\ CO_2(g) + 4\ H_2O(g)]$$

b. $Li(s) + H{-}OH(L) \longrightarrow$

$$[2\ Li(s) + 2\ H{-}OH(l) \longrightarrow 2\ LiOH(ac) + H_2(g)]$$

Resuelva los problemas 10 y 11.

13.7 Hidratos

Hidratos Compuestos cristalinos que contienen un número fijo de moléculas de agua asociadas a su fórmula.

Ahora que hemos analizado los procesos en los que se obtiene agua, vamos a ver un proceso donde se libera el agua que se encuentra *atrapada* en un compuesto. Los **hidratos** son los compuestos cristalinos que contienen un cierto número de moléculas de agua químicamente unidas en proporciones *definidas*, son un grupo de sustancias que, cuando se calientan, liberan total o parcialmente el agua. Por ejemplo, las sales de Epsom ($MgSO_4 \cdot 7\ H_2O$) son sulfato de magnesio *hepta*hidratado. Los prefijos griegos (véase la tabla 7.1) indican la cantidad de moléculas de agua; por ejemplo, *2* H_2O es *di*hidratado y *3* H_2O es *tri*hidratado.

El agua puede encontrarse unida a la sal por medio de uno de los tres posibles mecanismos siguientes:

Clave del estudio: La sal de Epsom no es una curiosidad química; usted puede comprarla en la farmacia. Tiene un uso externo como tratamiento para la piel inflamada y uso interno como laxante fuerte.

1. Enlace covalente coordinado (sección 6.6) con el catión metálico.
2. Puentes de hidrógeno (sección 13.4) con el anión.
3. Las moléculas de agua no están asociadas con ningún catión o anión particular, están atrapadas en la estructura cristalina del hidrato, como una piedra o una roca dentro de una acera de cemento.

El tipo de enlace que mantiene unida el agua con la sal está directamente relacionado con la estructura del compuesto.

Un hidrato puede tener diversas combinaciones de estos tipos de unión con las moléculas de agua. Por ejemplo, el hidrato sulfato de cobalto(II) heptahidratado, $CoSO_4 \cdot 7\ H_2O$, tiene *seis* moléculas de agua unidas mediante enlace covalente coordinado al catión metálico (mecanismo 1) y *una* molécula de agua formando un puente de hidrógeno con el anión (mecanismo 2), como se muestra en la figura 13.10.

Podemos calcular el porcentaje del agua presente en un hidrato a partir de la fórmula del hidrato, con un método semejante al que se utilizó en el capítulo 8 (véase la sección 8.4) para calcular la composición porcentual de los compuestos con base en su fórmula, como muestran los siguientes ejemplos:

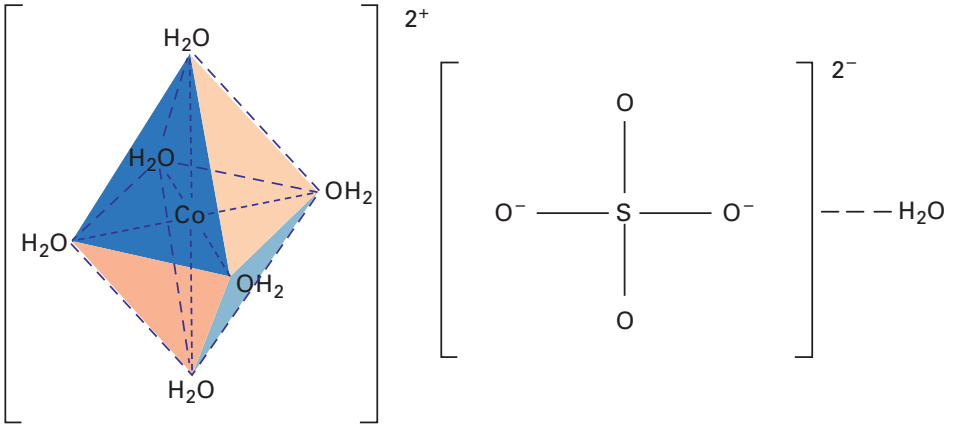


FIGURA 13.10
Sulfato de cobalto(II) heptahidratado. Enlaces de moléculas del agua. *Seis* moléculas de agua se encuentran unidas al ion cobalto mediante enlaces covalentes y *una* al ion sulfato por medio de un puente de hidrógeno. [Observe el octaedro (ocho superficies planas) que se forma con las seis moléculas de agua alrededor del ion cobalto].

EJEMPLO 13.1

Calcule el porcentaje de agua que hay en el cloruro de calcio exahidratado.

RESULTADO Calcule la masa de fórmula mínima del $CaCl_2 \cdot 6\ H_2O = 219.1$ uma.

$$1 \times 40.1 = 40.1 \text{ uma}$$
$$2 \times 35.5 = 71.0 \text{ uma}$$
$$6 \times 18.0 = 108.0 \text{ uma (masa molecular } H_2O = 18.0 \text{ uma)}$$
$$\text{masa de fórmula } CaCl_2 \cdot 6\ H_2O = 219.1 \text{ uma}$$

Calcule el porcentaje de agua en el hidrato dividiendo la contribución *total* del agua en uma entre la masa de fórmula en uma del hidrato y multiplicando × 100.

$$\frac{108.0 \cancel{\text{uma}}}{219.1 \cancel{\text{uma}}} \times 100 = 49.3\% \text{ agua} \qquad \textit{Respuesta}$$

Clave del estudio: La masa molar (219.1 g) y 108.0 g se pueden utilizar para dar el *mismo* resultado. El porcentaje del agua se puede obtener tanto con uma como con gramos.

Ejercicio de estudio 13.4

Calcule el porcentaje de agua en el bromuro de sodio dihidratado. (25.9%)

Resuelva el problema 12.

La figura 13.11 muestra la diferencia en la apariencia de una sal hidratada y una sal anhidra (sin agua). El hidrato [sulfato de cobre (II) pentahidratado] es de color azul, y la sal anhidra [sulfato de cobre (II)] es blanca. Algunos hidratos, no todos, presentan este evidente cambio de color al cambiar de sal hidratada a sal anhidra.

Conociendo el porcentaje de sal y de agua que hay en un hidrato, podemos calcular la fórmula de éste por medio de un método semejante al que utilizamos en el capítulo 8 (véase la sección 8.5) para calcular la fórmula de un compuesto con base en su composición porcentual. Veamos el siguiente ejemplo.

EJEMPLO 13.2

Calcule la fórmula del hidrato de cloruro de bario que contiene un 14.7% de agua.

RESULTADO Si el 14.7% de hidrato es agua, entonces el 85.3% (100.0 – 14.7 = 85.3) debe ser cloruro de bario. Por lo tanto, en $\overline{100}$ g de hidrato habrá 14.7 g de agua y 85.3 g de cloruro de bario. Las masas moleculares del H_2O y $BaCl_2$ son 18.0 g y 208.3 g, respectivamente. Así, el primer paso es calcular la cantidad de moles de agua y de cloruro de bario que hay en $\overline{100}$ g de hidrato, como sigue:

$$14.7 \cancel{\text{ g } H_2O} \times \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18.0 \cancel{\text{ g } H_2O}} = 0.817 \text{ mol } H_2O$$

$$85.3 \cancel{\text{ g } BaCl_2} \times \frac{1 \text{ mol } BaCl_2}{208.3 \cancel{\text{ g } BaCl_2}} = 0.410 \text{ mol } BaCl_2$$

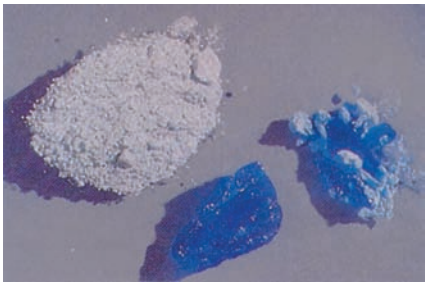


FIGURA 13.11
El sulfato de cobre (II) pentahidratado (azul) tiene una apariencia muy diferente a la de la sal de sulfato de cobre (II) anhidra (blanco).

El segundo paso es expresar estas relaciones en números enteros pequeños, dividiendo entre el valor más pequeño, como sigue:

$$\textit{Para } BaCl_2: \quad \frac{0.410}{0.410} = 1.00$$

$$\textit{Para } H_2O: \quad \frac{0.817}{0.410} = 1.99, \qquad \text{aproximadamente } 2$$

Por lo tanto, el hidrato tiene 2 mol de agua por cada mol de cloruro de bario, y la fórmula es $BaCl_2 \cdot 2H_2O$. *Respuesta*

Ejercicio de estudio 13.5
Calcule la fórmula del hidrato de yoduro de sodio que contiene un 19.4% de agua.
($NaI \cdot 2\,H_2O$)

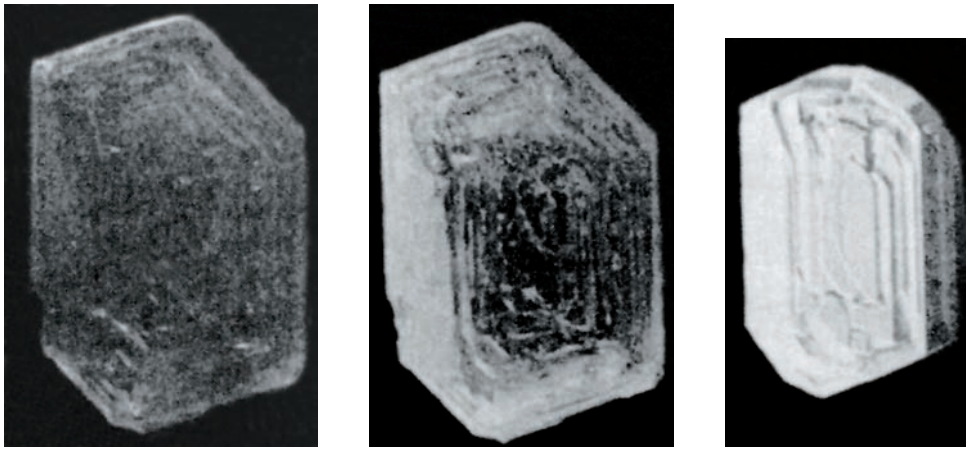
Resuelva los problemas 13 y 14.

Muchas sustancias, como las eflorescentes, las higroscópicas y delicuescentes, están relacionadas con los hidratos.

Sustancias eflorescentes

Sustancia eflorescente
Hidrato que libera su agua simplemente por exposición a la atmósfera.

Aunque muchos hidratos cuando se calientan producen agua, algunos liberan agua cuando simplemente se los *expone* a la atmósfera. Estos hidratos se llaman **sustancias eflorescentes**. A este proceso se le llama *eflorescencia*. El término "eflorescencia" no se debe confundir con "efervescencia", que significa "burbujear" —el Alka Seltzer es efervescente en agua.



(a) (b) (c)

FIGURA 13.12
Eflorescencia. a) El de la izquierda es un cristal de acetato de sodio trihidratado recién formado, que se obtuvo de una disolución saturada de la sal. b) El cristal del medio es un cristal después de estar expuesto durante algunos *minutos* a la atmósfera árida de Nuevo México. c) A la derecha tenemos un cristal semejante después de una exposición adicional durante varias *horas*. Este cristal ha perdido sus tres aguas de hidratación. Observe cómo ocurre el cambio del cristal fresco hasta que se torna opaco como resultado de la pérdida de su agua de hidratación.

Algunos ejemplos de *sustancias eflorescentes* son el carbonato de sodio decahidratado (Na_2CO_3•10 H_2O), la cual forma Na_2CO_3•H_2O cuando se deja en contacto con el aire, y el acetato de sodio trihidratado ($NaC_2H_3O_2$•3 H_2O), el cual forma la sal anhidra ($NaC_2H_3O_2$), como se muestra en la figura 13.12. Sin embargo, para que una sustancia sea eflorescente, la presión de vapor del agua en la atmósfera debe ser *menor* que la presión de vapor del hidrato. Si la presión de vapor de la atmósfera es *mayor que* la presión de vapor del hidrato, no se lleva a cabo la eflorescencia.

Sustancias higroscópicas

En contraste con las sustancias eflorescentes, las **sustancias higroscópicas** *absorben* con facilidad la humedad que hay en el aire. Muchas sustancias pulverizadas son ligeramente higroscópicas. Por ejemplo, el azúcar absorbe humedad del aire en días húmedos formando terrones. En muchos frascos de medicina que contienen tabletas o cápsulas se coloca un paquete pequeño que contiene una sustancia higroscópica para evitar que el medicamento absorba agua. En el paquete está impresa la leyenda "No se ingiera".

Sustancia higroscópica
Sustancia que absorbe fácilmente la humedad del aire.

Sustancias delicuescentes

Una sustancia higroscópica que continúa absorbiendo agua y que llega a formar una *disolución* es una **sustancia delicuescente**. Por tanto, las sustancias delicuescentes son higroscópicas, aunque no todas las sustancias higroscópicas son delicuescentes. Un ejemplo de una sustancia delicuescente es el cloruro de calcio anhidro, que primero absorbe el agua para formar el cloruro de sodio hexahidratado y luego absorbe más agua para formar una *disolución*. Otro ejemplo es el hidróxido de sodio, que absorbe con facilidad el agua para formar una disolución. Es posible que usted ya lo haya observado en el laboratorio. Si alguien deja sobre la mesa de laboratorio algunas lentejas de hidróxido de sodio y más tarde usted llega a ese lugar, ¡cuidado, puede ser que coloque su libro de laboratorio o su mano en la *disolución* de hidróxido de sodio que se formó allí!

Sustancia delicuescente
Una sustancia higroscópica que continúa absorbiendo humedad del aire en cantidad suficiente hasta formar una disolución.

13.8 Purificación del agua

Hasta ahora sólo hemos hablado del agua pura. Pero el agua pura la podemos encontrar en relativamente raras ocasiones. Casi toda el agua que usted encuentra contiene algo más que sólo átomos de hidrógeno y de oxígeno. Las impurezas que se encuentran en el agua pueden o no ser obvias. Es posible detectar de inmediato las sales en el agua de mar. Pero el agua cuando proviene de los pozos puede contener disueltas en el agua sales de calcio, magnesio y/o hierro disueltos cuando el agua se filtra a través de las rocas. Usted puede darse cuenta de estas sales porque en su presencia da origen al "agua dura" (el "agua blanda" tiene muy pocas sales de calcio o magnesio). Las sales presentes en el agua dura gastan cierta cantidad de jabón antes de que aparezca una nata jabonosa. Los cationes del agua dura reaccionan con el anión del jabón para formar un "jabón" insoluble. Este jabón insoluble forma el "anillo alrededor de la tina de baño" y deja un depósito sobre su piel. Para evitar el desperdicio de jabón ocasionado por esta reacción, con frecuencia el agua se "suaviza" con ablandadores de agua o agentes que eliminan estos cationes indeseables. Este tratamiento puede hacerse mediante uno de dos procesos generales: (1) destilación o (2) intercambio iónico.

Ya hemos mencionado que los científicos utilizan la destilación para purificar el agua (sección 12.5).

En el proceso de intercambio iónico, los iones de las sales se intercambian por iones menos perjudiciales que están en el intercambiador. Un tipo de intercambiador utiliza

zeolita, un silicato hidratado de sodio-aluminio que *intercambia* los iones calcio, magnesio o hierro de las sales que están en el agua dura, por iones sodio. El agua dura que contiene las sales se hace pasar a través de las capas de zeolita en el tanque intercambiador, y los cationes de las sales se intercambian por los iones de sodio. Observe que ésta es una reacción de sustitución doble:

$$\underset{\substack{\text{(en el tanque, Z= porción de silicato de aluminio de la zeolita)}}}{Na_2Z(s)} + \underset{\text{(del agua dura)}}{CaSO_4(ac)} \longrightarrow \underset{\text{(en el agua)}}{Na_2SO_4(ac)} + \underset{\text{(en el tanque)}}{CaZ(s)} \qquad (13.11)$$

Las sales de sodio son solubles y *no* precipitan el jabón, ni interfieren con la formación de espuma.

Otro tipo de intercambiador de iones elimina los cationes —como son el calcio, el magnesio y el hierro— y los aniones —por ejemplo el bicarbonato, el carbonato y el sulfato— intercambiándolos por iones hidrógeno (H^+) y iones hidróxido (OH^-), respectivamente. El intercambiador consiste en dos tipos de resinas: una de las resinas intercambia los cationes de los iones hidrógeno (H^+); el otro intercambia los aniones de los iones hidróxido (OH^-). Este intercambio da como resultado la formación de agua, de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O \qquad (13.12)$$

El agua que se purifica mediante este método se llama *agua desmineralizada* porque se eliminan todas las sales minerales.

No todas las impurezas son tan inofensivas como las sales presentes en el agua de pozo. Cada año se gastan miles de millones de dólares en todo el mundo para eliminar las impurezas peligrosas, como son las bacterias causadas por contaminación con aguas negras en los depósitos de agua. Esta purificación sigue por lo regular dos pasos:

1. *Sedimentación y filtración*. El agua se deja en reposo dentro de un recipiente para permitir que las partículas suspendidas, como el lodo y el cieno, se sedimenten. Después de la sedimentación, el agua se filtra a través de capas de arena y grava para eliminar el material que aún está suspendido, como el sieno y también algunas bacterias. Antes del proceso de filtración, se pueden agregar compuestos químicos que sirven de ayuda filtrante, por ejemplo, cal y sulfato de aluminio. La cal (óxido de calcio) reacciona con el agua para formar hidróxido de calcio, el cual a su vez reacciona con el sulfato de aluminio para formar hidróxido de aluminio. Este compuesto es un precipitado gelatinoso insoluble que ayuda a eliminar algunas bacterias del agua, reteniéndolas en él. Las siguientes ecuaciones químicas ilustran las reacciones que se realizan al añadir los compuestos químicos antes del proceso de filtración:

$$CaO(s) + H_2O(l) \longrightarrow Ca(OH)_2(ac) \qquad (13.13)$$

$$3\,Ca(OH)_2(ac) + Al_2(SO_4)_3(s) \longrightarrow 3\,CaSO_4(ac) + 2\,Al(OH)_3(s) \qquad (13.14)$$

2. *Cloración*. Se agrega cloro al agua para matar cualquier bacteria dañina que haya pasado a través del filtro. Con frecuencia se utiliza polvo blanqueador (una mezcla de hipoclorito de calcio, cloruro de calcio e hidróxido de calcio) en lugar de cloro gaseoso.

Otros contaminantes que hacen insegura el agua para el uso humano requieren otros procesos de purificación. La compañía Du Pont ha desarrollado un proceso para darles tratamiento

a las aguas ácidas de desecho que contienen una gran variedad de compuestos orgánicos, utilizando carbón activado. El agua muy contaminada requiere un tratamiento muy especializado antes de poder considerarla segura como agua potable. Tales procesos incrementan por lo regular el costo de la purificación.

Para conservar el agua, algunas comunidades están reutilizando el agua de desecho. Por lo regular, esta agua se purifica con oxígeno gaseoso y se utiliza para regar. La reutilización de un recurso ayuda a un problema ambiental originado por nuestro uso de un recurso diferente. La destrucción de grandes áreas boscosas está disminuyendo la capacidad de la tierra para convertir el dióxido de carbono en oxígeno. El crecimiento de las hierbas y de las plantas verdes aumenta el aprovisionamiento de oxígeno y disminuye el contenido de dióxido de carbono en el aire mediante el proceso de fotosíntesis, ayudando a reducir el aumento de dióxido de carbono (sin embargo, contribuye al calentamiento global: véase QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA, el Efecto de Invernadero y el Calentamiento Global, en el capítulo 11). Una reacción química de la fotosíntesis es:

Tú y la Química

$$6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(l) \xrightarrow[\text{luz del sol}]{\text{clorofila}} \underset{\text{glucosa, un azúcar}}{C_6H_{12}O_6(s)} + 6\ O_2(g)$$

Es posible añadir sustancias al agua, considerando las concentraciones que sean convenientes para el hombre. Por ejemplo, pueden añadirse pequeñas cantidades [0.1 a 1 parte por millón (ppm); véase la sección 14.7] de *fluoruro de sodio* para evitar el deterioro de los dientes. En Estados Unidos el agua natural contiene sales en forma de fluoruro a una concentración de 0.05 a 8 ppm, registrándose el mínimo en el noroeste y el máximo en el sudeste.

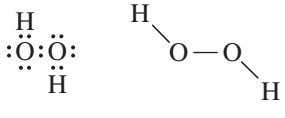
Tú y la Química

13.9 Peróxido de hidrógeno

No todas las combinaciones de átomos de hidrógeno y de oxígeno forman agua. Cuando dos átomos de hidrógeno se unen con *dos* átomos de oxígeno, el resultado es peróxido de hidrógeno (H_2O_2). Aunque el peróxido de hidrógeno es menos común que el agua, es un compuesto importante. Sin embargo, debido a que el peróxido de hidrógeno tiene una fórmula molecular diferente, es un *compuesto diferente*, con diferente estructura y diferentes propiedades a las del agua.

Estructura

En el peróxido de hidrógeno, cada uno de los dos átomos de oxígeno comparten un enlace covalente con un átomo de hidrógeno. Además, comparten un enlace covalente entre sí, como se muestra en las siguientes estructuras de Lewis y fórmulas estructurales:



La molécula de peróxido de hidrógeno tiene un ángulo de enlace H—O—O de aproximadamente 97º. El otro átomo de hidrógeno se extiende desde esos tres átomos hasta aproximadamente 94º, como se ve en la figura 13.13. El peróxido de hidrógeno, al igual que el agua, tiene un momento dipolo y forma enlaces de hidrógeno. Como resultado, el peróxido de hidrógeno tiene un punto de ebullición elevado y es muy polar, formando puentes de hidrógeno.

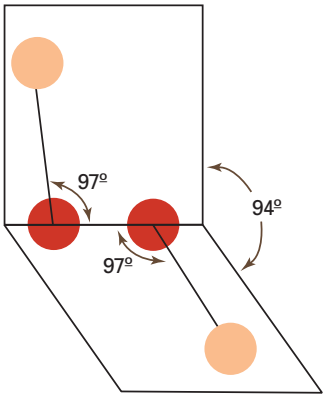


FIGURA 13.13
Modelo de las barras y la esfera de la estructura del peróxido de hidrógeno.

Preparación

El peróxido de hidrógeno puede prepararse en el laboratorio tratando el peróxido de bario (BaO_2) con una disolución acuosa de ácido sulfúrico:

$$BaO_2(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow BaSO_4(s) + H_2O_2(ac) \qquad (13.15)$$

El sulfato de bario insoluble se elimina por filtración y el resultado es una disolución de peróxido de hidrógeno puede concentrarse al 30% mediante una destilación cuidadosa a presión atmosférica. Una destilación a presión reducida produce el peróxido de hidrógeno al 98%.

Propiedades

El peróxido de hidrógeno puro es un líquido oleoso, azul pálido e inodoro que se descompone con facilidad para formar agua y oxígeno:

$$2\ H_2O_2(ac) \xrightarrow[\text{o catalizador}]{\text{color, luz,}} 2\ H_2O(l) + O_2(g) \qquad (13.16)$$

Usted puede ver el desprendimiento de oxígeno en forma de burbujas cuando se utiliza peróxido de hidrógeno como antiséptico y se pone en contacto con una herida.

Debido a que su descomposición puede acelerarse por medio del calor o de la luz, el peróxido de hidrógeno se vende en las farmacias almacenado en frascos de color ámbar (lo cual ayuda a disminuir la absorción de la luz) y se mantiene en un lugar relativamente frío. Para prevenir su descomposición, con frecuencia se agrega a la disolución de peróxido de hidrógeno un estabilizante. Otras sustancias catalizan con facilidad su descomposición, por ejemplo, la plata, el carbono, el óxido de manganeso (VI), la saliva, la suciedad y una enzima presente en la sangre.

Usos

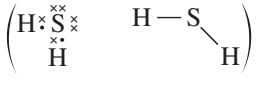
Las disoluciones relativamente diluidas de peróxido de hidrógeno se utilizan principalmente como antisépticos y agentes blanqueadores. Una disolución al 3% se utiliza como antiséptico y las que tienen concentraciones ligeramente mayores (de 6 a 30%) se utilizan como agentes blanqueadores para la ropa, la seda, la paja, la harina y el pelo. Una disolución al 90% se ha empleado como combustible en la propulsión de cohetes.

También se ha utilizado una disolución compuesta por una mitad de peróxido de hidrógeno al 3% y otra mitad de agua caliente para hacer gárgaras en caso de inflamación de la garganta. Al hacer gárgaras, se forma espuma en la boca, ¿qué piensa usted que produce esta espuma? Véase la ecuación (13.16).

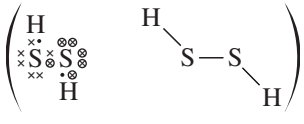
Ejercicio de estudio 13.6

Escriba la estructura de Lewis y la fórmula estructural de las siguientes moléculas. (Puede utilizar la tabla periódica).

a. H_2S



b. H_2S_2



Ejercicio de estudio 13.7

Complemente y balancee las siguientes ecuaciones de las reacciones químicas; señale la formación de precipitado con (*s*) y la formación de gas con (*g*). Puede utilizar la tabla periódica.

a. $H_2O_2(ac) \xrightarrow{MnO_2}$ $\qquad [2\ H_2O_2(ac) \xrightarrow{MnO_2} 2\ H_2O(l) + O_2(g)]$

b. $SrO_2(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow [SrO_2(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow SrSO_4(s) + H_2O_2(ac)]$

Resuelva los problemas 15 y 16.

LA QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA

Disminución del ozono en la estratosfera

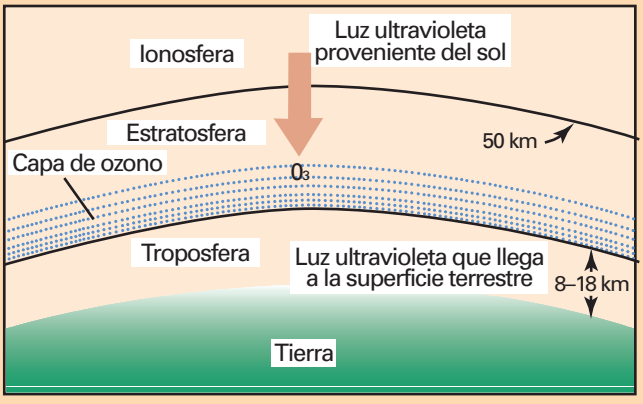
En la estratosfera se encuentra una capa de aire enriquecida con ozono (véase la figura) con su concentración máxima a casi 25 km sobre la superficie de la tierra. Esta capa de ozono absorbe la mayor parte de la luz de longitud de onda corta proveniente de la luz solar y protege los sistemas vivos de los daños causados por esta luz de alta energía.

El ozono se forma en la estratosfera mediante la acción de la luz ultravioleta (longitud de onda corta) sobre el gas oxígeno de acuerdo con el siguiente proceso: (1) las moléculas de oxígeno absorben la luz ultravioleta y separan en dos los átomos de oxígeno; (2) cada uno de estos átomos de oxígeno reacciona a su vez con otra molécula de oxígeno para dar origen a una molécula de ozono:

$$(1)\ O_2(g) + \text{luz} \longrightarrow 2\ O(g)$$
$$(2)\ O(g) + O_2(g) \longrightarrow O_3(g)$$

La concentración de ozono en la estratosfera no es grande; sólo hay aproximadamente una o dos moléculas de ozono por cada millón de otras moléculas gaseosas. Sin embargo, esta pequeña cantidad de ozono es suficiente para absorber gran parte de la luz ultravioleta proveniente del Sol.

En 1974, dos químicos, F. S. Rowland y M. J. Molina (de origen mexicano) sugirieron que los clorofluorocarbonos (CFC, véase Química de la atmósfera, capítulo 9) podrían destruir parcialmente esta capa de ozono. Los clorofluorocarbonos son tan



El 2 de octubre de 1994, el satélite ruso Meteor-3, detectó la pérdida de ozono en más del 60% desde 1975 sobre la Antártida (área oscura del centro).

estables que permanecen en la atmósfera durante 80 a 120 años a partir del momento en que se liberan. Dos ejemplos importantes son el CFC−11 ($CFCl_3$) y CFC−12 (CF_2Cl_2). Como estos compuestos no se descomponen con facilidad, se mezclan en la atmósfera mediante procesos eólicos a lo largo del tiempo.

Casi la única forma de descomponer los clorofluorocarbonos en la atmósfera es cuando encuentran la luz ultravioleta de alta energía (longitud de onda corta). Este encuentro sólo se presenta cuando los clorofluorocarbonos alcanzan la estratosfera, donde la luz ultravioleta proveniente del sol aún no ha sido filtrada por la capa protectora de ozono. Aunque la mayor parte de los clorofluorocarbonos no alcanzan esta altitud, aquellos que lo logran se fraccionan mediante la luz ultravioleta en especies que convierten el ozono de nuevo en moléculas de oxígeno:

$$2\ O_3(g) \longrightarrow 3\ O_2(g)$$

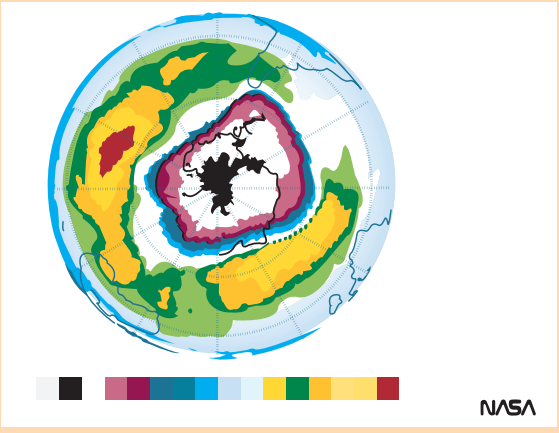
La disminución resultante en la cantidad de ozono de la estratosfera permite el incremento en las cantidades de luz ultravioleta que llega a la superficie de la Tierra. El ensayo del capítulo 17 describe este proceso con mayor detalle.

La destrucción de la capa de ozono ha sido muy dramática sobre el Ártico y el Antártico. La prensa popular ha insistido mucho en describir el problema global de la disminución del ozono, ya que han aparecido agujeros en el ozono tan grandes como el continente Antártico sobre los polos durante sus respectivas estaciones de primavera. Condiciones especiales de temperatura y humedad hacen especialmente eficiente la destrucción del ozono sobre la Antártida en septiembre y sobre el Ártico en marzo. Las pérdidas de ozono en el resto del globo son menos dramáticas. Sin embargo, las observaciones en las regiones polares indican que estamos ante un serio problema.

Hasta ahora, los científicos no han llegado a un acuerdo acerca de la magnitud del problema. Las predicciones acerca de la reducción global del ozono para el año 2075 van desde el 2 hasta el 10%. Aun una reducción del 2% en la cantidad de ozono estratosférico podría traducirse en cifras que van de 3 a 15 millones de casos adicionales de cáncer en la piel y de 550,000 a 2.8 millones de casos adicionales de cataratas, en Estados Unidos solamente. Este incremento en el cáncer de piel ya se ha presentado en el hemisferio Sur,

incluyendo a Chile y Australia. La exposición de plantas y cultivos a las cantidades cada vez más altas de luz ultravioleta también podrían ocasionar efectos negativos en nuestra capacidad para cultivar y producir alimentos.

El problema de la disminución del ozono se está convirtiendo en un asunto tanto político como científico. El costo del desarrollo de alternativas para los clorofluorocarbonos y el precio del cambio en los procesos industriales existentes origina cargas económicas. Los países en desarrollo no quieren que el problema de disminución del ozono los prive de desarrollar la tecnología moderna que ya está disponible en los países desarrollados. Algunos países desarrollados no desean reducir su propio crecimiento asignando recursos económicos y físicos para el control de los CFC. Así, las discusiones internacionales acerca de la rapidez con que se deberían discontinuar los CFC, implican aspectos económicos y de desarrollo de recursos tanto como tecnológicos. Con toda seguridad, los CFC serán descontinuados en el presente siglo XXI y se desarrollarán sustitutos aceptables. Pero aún si dejáramos de utilizar los CFC mañana, ya hay suficientes en la atmósfera para causar problemas importantes en la Tierra durante los próximos 100 a 150 años. Entonces, la pregunta más importante que resta es: ¿qué tan importante será el problema de la disminución del ozono y cómo afectará la vida sobre la Tierra?



El 2 de octubre de 1994, el satélite ruso Meteor-3, *detectó la pérdida de ozono en más del 60% desde 1975 sobre la Antártida (área oscura del centro).*

Resumen

En este capítulo describimos las propiedades físicas y químicas del agua y el compuesto peróxido de hidrógeno. El agua es una materia muy común, y estamos muy familiarizados con muchas de sus propiedades (sección 13.1). La estructura de la molécula de agua es "angular" con un ángulo de puente de hidrógeno H—O—H de 105º. Esta estructura es el resultado de la colocación de los cuatro pares de electrones alrededor del oxígeno central (sección 13.2).

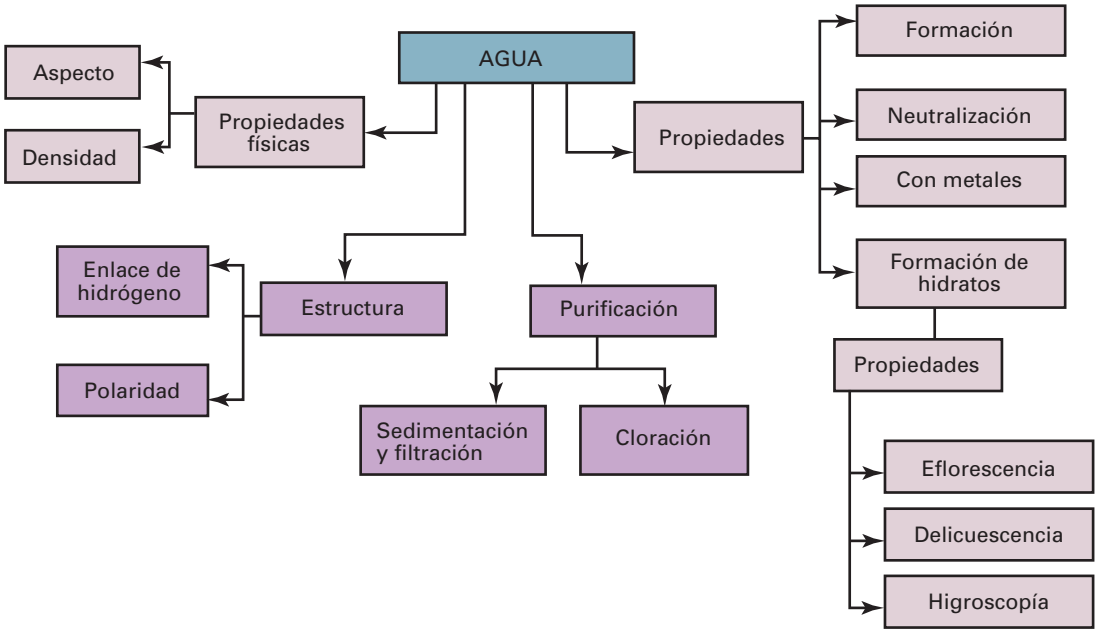
Una molécula de agua tiene un *momento dipolo* debido al ángulo de puente de hidrógeno H—O—H de 105º (sección 13.3). La polaridad del agua y la elevada electronegatividad del oxígeno hace que las moléculas de agua sean capaces de unirse entre sí mediante *puentes de hidrógeno*. Si bien los enlaces de hidrógeno no son tan fuertes como los enlaces covalentes o iónicos, son suficientemente fuertes para dificultar la separación de las moléculas de agua. Como resultado, el agua tiene un punto de fusión, un punto de ebullición, un calor de fusión y un calor de evaporación bastante elevados (sección 13.4).

El agua es uno de los productos en la combustión de los compuestos orgánicos (que contienen carbono), en la combinación de oxígeno e hidrógeno y en las reacciones de neutralización (sección 13.5). Mediante la *electrólisis* podemos descomponer el agua en gas hidrógeno y gas oxígeno, y el agua reacciona con los metales que se encuentran arriba del níquel en la serie de actividad liberando gas hidrógeno (sección 13.6). Se produce agua al calentar los hidratos que son sales cristalinas que contiene moléculas de agua. Las sustancias eflorescentes desprenden agua simplemente al ser expuestas a la atmósfera. Las sustancias higroscópicas y delicuescentes absorben agua del aire (sección 13.7).

Podemos purificar el agua de diferentes maneras, incluidas la filtración, la cloración y el paso a través de sistemas de intercambio iónico para eliminar los iones inorgánicos no deseados (sección 13.8).

En el peróxido de hidrógeno, dos átomos de hidrógeno se unen a dos átomos de oxígeno. En el laboratorio podemos preparar el peróxido de hidrógeno tratando el peróxido de bario con ácido sulfúrico. Aunque su estructura y propiedades difieren de las del agua, ambas sustancias tienen momentos dipolo, forman puentes de hidrógeno y tienen puntos de ebullición elevados (sección 13.9).

Diagrama temático



Ejercicios

1. Defina o explique los siguientes términos (el número entre paréntesis indica la sección del texto donde se menciona el término):

a. enlace polar (13.3)

b. momento dipolo (13.3)

c. enlace de hidrógeno (13.4)

d. electrólisis (13.6)

e. hidratos (13.7)

f. sustancia eflorescente (13.7)

g. sustancia higroscópica (13.7)

h. sustancia delicuescente (13.7)

2. Diga cuál es la diferencia entre:

a. agua dura y agua blanda

b. el H y el O que se encuentran en el $CaCl_2 \cdot 2\ H_2O$ y el H y el O que se encuentran en el $C_{12}H_{22}O_{11}$

c. un hidrato y una sustancia higroscópica

d. eflorescencia y efervescencia

Propiedades químicas del agua (véase la sección 13.1)

3. ¿El hielo ($d^{0°} = 0.917$ g/mL) flotaría al colocarlo en los siguientes líquidos? Explique por qué.

a. alcohol etílico ($d^{0°} = 0.806$ g/mL)

b. benceno ($d^{0°} = 0.899$ g/mL)

c. glicerina ($d^{0°} = 1.26$ g/mL)

4. Analice las consecuencias que tendría para la Tierra el hecho de que al pasar el agua líquida a hielo, el volumen del sólido no se expandiera.

Hidratos (véase la sección 13.7)

5. Mencione los tres mecanismos posibles mediante los cuales el agua se une con una sal para formar un hidrato.

Purificación del agua (véase la sección 13.8)

6. Explique cómo ayuda una mezcla de cal y sulfato de aluminio en el proceso de filtración durante la purificación del agua.

7. Explique en forma breve la operación de un suavizador comercial de agua.

✓ Problemas

Polaridad de las moléculas (véase la sección 13.3)

8. Represente el *momento dipolo neto*, si es que existe, en las siguientes moléculas. [*Sugerencia*: Escriba la estructura de Lewis (sección 6.7), considere las electronegatividades de los elementos (figura 6.11) y luego decida la forma de la molécula, es decir, si es lineal, plana trigonal, tetraédrica, angular o piramidal (sección 6.8)].

a. H_2O **b.** CO_2 **c.** HCl **d.** BrCl

Puente de hidrógeno en el agua (véase la sección 13.4)

9. Explique la aparente irregularidad que hay en la serie de puntos de ebullición que presentan los compuestos HF, HCl y HBr. Las electronegatividades son las siguientes: F = 4.0, Cl = 3.0 y Br = 2.8. Puede utilizar la tabla periódica.

COMPUESTO	PUNTO DE EBULLICIÓN (°C A 1 atm)
HF	19.7
HCI	–85.0
HBr	–66.8

Reacciones importantes en las que se produce agua y reacciones del agua (véanse las secciones 13.5 y 13.6)

10. Complete y balancee las siguientes ecuaciones; indique cualquier precipitado con una (*s*) y cualquier gas con una (*g*). Puede utilizar la tabla periódica.

a. $\underset{\text{glucosa, dextrosa}}{C_6H_{12}O_6(s)} + \underset{\text{(exceso)}}{O_2(g)} \xrightarrow{\Delta}$

b. $H_2(g)\ 1\ O_2(g) \xrightarrow{\text{“chispa”}}$

c. $Ca(OH)_2(ac) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow$

d. $BaO(s) + HCl(ac) \longrightarrow$

e. $CO_2(g) + KOH(ac) \longrightarrow$

f. $H_2O(l) \xrightarrow[\text{directa}]{\text{corriente eléctrica}}$

g. $K(s) + \underset{\text{(exceso)}}{HOH(l)} \longrightarrow$

h. $Na(s) + \underset{\text{(exceso)}}{HOH(l)} \longrightarrow$

i. $Mg(s) + H_2O(g) \xrightarrow{\Delta}$

j. $Al(s) + H_2O(g) \xrightarrow{\Delta}$

11. Complete y balancee las siguientes ecuaciones; indique cualquier precipitado con una (*s*) y cualquier gas con una (*g*):

a. $\underset{\text{etano}}{C_2H_6(g)} + \underset{\text{(exceso)}}{O_2(g)} \xrightarrow{\Delta}$

b. $\underset{\text{alcohol eltílico}}{C_2H_6O(g)} + \underset{\text{(exceso)}}{O_2(g)} \xrightarrow{\Delta}$

c. $Ca(OH)_2(ac) + CO_2(g) \longrightarrow$

d. $KOH(ac) + SO_2(g) \longrightarrow$

e. $KOH(ac) + SO_3(g) \longrightarrow$

f. $Zn(OH)_2(s) + HCl(ac) \longrightarrow$

g. $ZnO(s) + HCl(ac) \longrightarrow$

h. $Ca(s) + \underset{\text{(exceso)}}{HOH(l)} \longrightarrow$

i. $Li(s) + \underset{\text{(exceso)}}{HOH(l)} \longrightarrow$

j. $Zn(s) + H_2O(g) \xrightarrow{\Delta}$

Hidratos (véase la sección 13.7)

12. Calcule el porcentaje de agua en los siguientes hidratos:

a. sulfato de magnesio heptahidratado

b. sulfato de calcio dihidratado

c. sulfato de zinc heptahidratado

d. sulfato de cobalto(II) heptahidratado

e. cloruro de calcio dihidratado

13. Calcule la fórmula de los siguientes hidratos:

a. un hidrato de sulfato de cobre(II) que contiene 10.1% de agua

b. un hidrato de sulfato de cobre(II) que contiene 25.3% de agua

c. un hidrato de sulfato de cobre(II) que contiene 36.1% de agua

d. un hidrato de carbonato de sodio que contiene 14.5% de agua

e. un hidrato de carbonato de sodio que contiene 63.0% de agua

14. Un estudiante calentó 1.75 g de un hidrato de cloruro de calcio y encontró que tenía una masa de 0.89g. Calcule la fórmula del hidrato.

Estructuras de Lewis y fórmulas estructurales (véanse las secciones 13.3 y 13.9)

15. Escriba las estructuras de Lewis y las fórmulas estructurales de las siguientes moléculas. (Puede utilizar la tabla periódica).

a. H_2O **b.** H_2O_2

Peróxido de hidrógeno (véase la sección 13.9)

16. Complete y balancee las siguientes ecuaciones; indique la formación de precipitado con una (*s*) y la formación de gas con una (*g*). (Puede utilizar la tabla periódica).

a. $H_2O_2(ac) \xrightarrow{\text{luz}}$

b. $BaO_2(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow$

Problemas generales

17. Calcule la cantidad de gramos de agua que se necesitan para producir 4.75 g de oxígeno por medio de electrólisis.

18. Calcule el volumen de oxígeno en litros que se produce a TPN a partir de la descomposición electrolítica de 7.00 g de agua.

19. Calcule el volumen en litros de hidrógeno que se produce a partir de la electrólisis de 4.00 g de agua si se recolecta sobre agua a 627 torr y 27ºC. (Véase el Apéndice V para datos adicionales).

20. En la descomposición del peróxido de hidrógeno, ¿cuántos mililitros de oxígeno pueden producirse a TPN a partir de 3.00 g de una disolución de peróxido de hidrógeno al 6.00%? (*Sugerencia*: Una disolución de peróxido de hidrógeno al 6.00% contiene 6.00 g de peróxido de hidrógeno puro en $\overline{100}$ g de disolución).

21. El isótopo $^{2}_{1}H$ de hidrógeno también se conoce como deuterio, con el símbolo D. El "agua pesada" es agua (D_2O) con deuterio en lugar del isótopo normal, $^{1}_{1}H$. Una forma de producir gas deuterio (D_2) es pasar electricidad a través del D_2O y colectar D_2 sobre la mezcla de reacción. Calcule el volumen de D_2O que tendría que reaccionar para producir 1.00 1 de gas D_2 a 635 torr y 29ºC. (D o $^{2}_{1}H$ = 2.0 uma, O = 16.0 uma, densidad del D_2O = 1.11 g/mL.)

22. El yeso blanco es un material de construcción tradicional que se utiliza en la preparación de la argamasa de muros, tablas de fibra prensada, molduras, azulejos y bloques. El sulfato de calcio semihidratado [$(CaSO_4)_2 \cdot H_2O$] se mezcla con el agua para formar un líquido lechoso espeso que lentamente se transforma en un sólido duro. El producto final es sulfato de calcio dihidratado. Escriba la ecuación química balanceada de este proceso. ¿A cuál de los cinco tipos (véase sección 9.5) de reacción química pertenece?

✓ Cuestionario del capítulo 13

COMPUESTO	PUNTO DE EBULLICIÓN (ºC A 1 atm)
NH_3	–33.4
PH_3	–87.7
AsH_3	–62.5

Puede utilizar la tabla periódica y las reglas para la solubilidad de las sustancias inorgánicas en agua.

1. Explique la irregularidad aparente que hay en la serie de puntos de ebullición de los compuestos NH_3, PH_3 y AsH_3. Las electronegatividades son las siguientes: N = 3.0, P = 2.1 y As = 2.0.
2. Complete y balancee las siguientes ecuaciones; indique la formación de un precipitado con una (*s*) y la formación de un gas con una (*g*).
   - **a.** $BaO_2(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow$
   - **b.** $CO_2(g) + NaOH(ac) \longrightarrow$
   - **c.** $Ca(OH)_2(ac) + H_3PO_4(ac) \longrightarrow$
   - **d.** $Al(s) + H_2O(g) \xrightarrow{\Delta}$
3. Calcule el porcentaje de agua en el $CrPO_4 \cdot 6\ H_2O$ [fosfato de cromo (III) hexahidratado]. (Cr = 52.0 uma, P = 31.0 uma, O = 16.0 uma, H = 1.0 uma).
4. Calcule la fórmula de un hidrato de bromuro de litio (LiBr) que contiene 29.3% de agua. (Li = 6.9 uma, Br = 79.9 uma, H = 1.0 uma, O = 16.0 uma).

Bibliografía capítulo 13

National Geographic, Edición especial: Agua, 1993.

Recomendaciones para ahorrar agua. Editado por la Secretaría de Medio Ambiente y Recursos Naturales, SEMARNAT. Comisión Nacional del Agua. 2004.

Hidrógeno (Símbolo: H)

El gas hidrógeno es más ligero que el aire, por eso se utilizó para llenar los dirigibles (globos aerostáticos de estructura rígida) a principios del siglo XX. El hidrógeno también es muy combustible, lo cual fue prácticamente demostrado por la explosión del Hindenburg *—el dirigible más grande que se haya construido—, en 1937 en Lakehurst, Nueva Jersey. Debido a este gran problema los dirigibles modernos (de estructura no rígida o semirrígida) utilizan helio como gas de flotación.*

El elemento HIDRÓGENO: más ligero que el aire

Nombre: El hidrógeno se encuentra en el agua y muchos otros compuestos como el metano (CH_4), queroseno ($C_{12}H_{26}$) y sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$), que se han mencionado en la sección 13.5. Su nombre deriva de la palabra griega *hidro-*, que significa "agua" y del francés *–gene*, que significa "formador de". El elemento fue denominado por el químico y físico francés Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) (véase la sección 3.6, figura 3.13).

Apariencia: El hidrógeno se presenta como un gas diatómico incoloro e inodoro, H_2. El hidrógeno es el elemento más ligero y tiene una densidad de sólo 0.08988 g/L.

Abundancia: El hidrógeno comprende sólo el 0.1% de la corteza terrestre, pero constituye el 10.8% de los océanos. En la Tierra, el gas hidrógeno (H_2) se encuentra en estado libre (no combinado) sólo en muy pequeñas cantidades. El hidrógeno se encuentra por lo común como un componente del agua. Sin embargo, el hidrógeno (como átomos de hidrógeno no combinados en el espacio libre o en las estrellas) es el elemento más común en el Universo y representa el 80% de la masa y el 94% de las moléculas del Universo.

Origen: El gas hidrógeno se obtiene a partir del vapor de agua cuando se hace pasar por una corriente eléctrica a través del agua. También se obtiene cuando reacciona el vapor con diversos compuestos que contienen carbono, como el gas metano (CH_4) y el monóxido de carbono.

Su importancia en nuestro mundo: El gas hidrógeno es un material muy importante en la industria química. Se utiliza en la producción de diferentes sustancias químicas como el amoniaco (NH_3) y el metanol (alcohol metílico, CH_4O). El amoniaco se utiliza como fertilizante, y el metanol como un aditivo de la gasolina para incrementar el número de octano y disminuir la contaminación.

El hidrógeno se utiliza para eliminar del carbón, del gas y del petróleo los contaminantes que contienen azufre.

También se utiliza el hidrógeno a temperaturas elevadas para preparar elementos metálicos como el hierro (Fe), cromo (Cr) y níquel (Ni), a partir de sus óxidos.

El hidrógeno puede ayudar a calentar o enfriar cosas. El gas hidrógeno se utiliza en los sopletes de soldadura a alta temperatura (aproximadamente 2000ºC) tanto como en el soplete de oxihidrógeno. El hidrógeno líquido se utiliza como un refrigerante de muy baja temperatura (−252ºC o 21 K).

Acontecimientos raros: Se ha propuesto al gas hidrógeno como el "combustible del futuro", debido a que se quema limpia y completamente en el aire para dar agua y *no contaminantes*. Los científicos han sugerido el uso de hidrógeno en los motores de combustión interna. Los problemas tecnológicos que deben resolverse para que el hidrógeno sirva como combustible en el futuro incluyen lo siguiente: (1) encontrar un método económico para transformar el agua en hidrógeno y oxígeno, probablemente mediante el uso de la energía solar, y (2) encontrar una manera de almacenar y transportar con *seguridad* y eficiencia grandes cantidades de gas hidrógeno.

Química sustentable y CTS

¿Cómo usamos el agua potable en nuestro hogar?

Se calcula que en beber, preparar los alimentos y lavar los utensilios de cocina se gasta, en promedio, un 11% de agua; para bañarnos en regadera destinamos el 30%; 15% en el lavado de ropa y 4% en usos varios. La proporción mayor, el 40% se va en ¡descargar los excusados! Cada día consumimos alrededor de 200 litros por persona; esto significa que la cantidad de agua potable que utilizamos en actividades domésticas que podrían realizarse con agua de menor calidad (como el riego de jardines, lavado de patios y vehículos, y descarga de excusados) es entre 50 y 100 litros diarios por habitante.

Es conveniente destacar algunas reglas para ahorrar agua:

Higiene personal

Lavabo

- ¡No dejes correr el agua! Mientras te lavas llena el lavabo y colócale un tapón.
- Usa un cepillo, estropajo o la mano para remover las partículas de mugre, al lavar. ¡No esperes a que la fuerza del agua haga el trabajo!
- Cierra la llave del agua mientras te cepillas los dientes.

Excusado

- Hay excusados modernos de bajo consumo que emplean aproximadamente seis litros por descarga. Se ahorran 10 litros por descarga comparado con los tradicionales. ¡Cambia el tuyo por uno moderno!
- Vigila periódicamente el estado de las válvulas, herrajes y flotador, para que no haya fugas de agua.
- No arrojes en el excusado residuos sólidos, depositalos en un bote de basura.

Regadera

1. Toma duchas breves y cierra las llaves cuando te enjabonas o usas el champú.
2. Aprovecha el agua de la llave mientras llega el agua caliente. Puedes almacenarla para regar, lavar o para vaciarla en el excusado, etc.

Cocina y hogar

Fregadero

- No permitas que goteen las llaves. Reemplaza los empaques cuando sea necesario.
- Remoja y enjuaga todo de una vez, sin dejar la llave abierta, y sólo ábrela para el enjuague final.
- Si llenas un recipiente para calentar o hervir agua, no lo llenes más de lo necesario.
- Para hacer cubos de hielo, usa charolas de plástico, lo que permitirá removerlos fácilmente, sin tener que ponerlos bajo el agua de la llave.
- Deja una botella con agua en el refrigerador, así podrás tomar agua fría, sin tener que dejar correr agua de la llave hasta que salga fresca.
- Al lavar las verduras usa un depósito lleno, lávalas todas juntas. Si las lavas en el fregadero coloca el tapón.
- Usa poca agua al cocinar verduras, ya que su sabor y valor nutritivo se pierden junto con el agua.
- No tires el agua que utilizaste para cocer vegetales. Con ella prepara sopas.
- No uses agua corriente para arrojar cáscaras o residuos por el drenaje. Pónlas en el bote de basura, o mejor haz composta para fertilizar la tierra de tus macetas o jardín.

Lavadora

- Talla a mano las partes muy sucias para evitar lavarlas dos o tres veces.
- Usa la lavadora sólo con cargas completas, o con ajuste para carga.
- Si el agua del enjuague final no contiene detergente, utilízala para regar, lavar, etc.

Exteriores

Patio y jardín

- Riega sólo cuando sea necesario. Házlo muy temprano o después de que se ponga el Sol. ¡Evita los encharcamientos! Aprovecha el agua de lluvia.
- Planea y selecciona bien las plantas o pastos y su arreglo, para economizar agua.
- Reduce la evaporación del riego cubriendo el suelo del jardín con tierra de hojas.
- Reutiliza el agua de la tina, lavado de tinacos, riego del jardín, limpieza

de pisos etc.

- Al usar aspersores de agua, ubícalos correctamente para no regar el pavimento.
- En época de estiaje corta el pasto, pero no lo barras, esto evita la evaporación.
- No fertilices el pasto, mientras más crece, demanda más agua.
- Permite que el suelo tenga sombra natural para retener la humedad.
- Riega el jardín con una cantidad de agua equivalente a una capa uniforme de 2.5 cm de agua por semana.
- En época de sequías no desperdicies agua en el pasto que se puso amarillo, está inactivo y revivirá con lluvia normal.

Automóvil

- Usa cubeta y jerga en lugar de manguera para no desperdiciar agua.
- Apoya la instalación de servicios públicos de lavado que reciclan el agua.
- Preocúpate de que otras personas hagan buen uso del agua.

El agua tiene una manera natural de "reciclarse" mediante el ciclo, que vemos en

Explícalo tú: Canicas que flotan

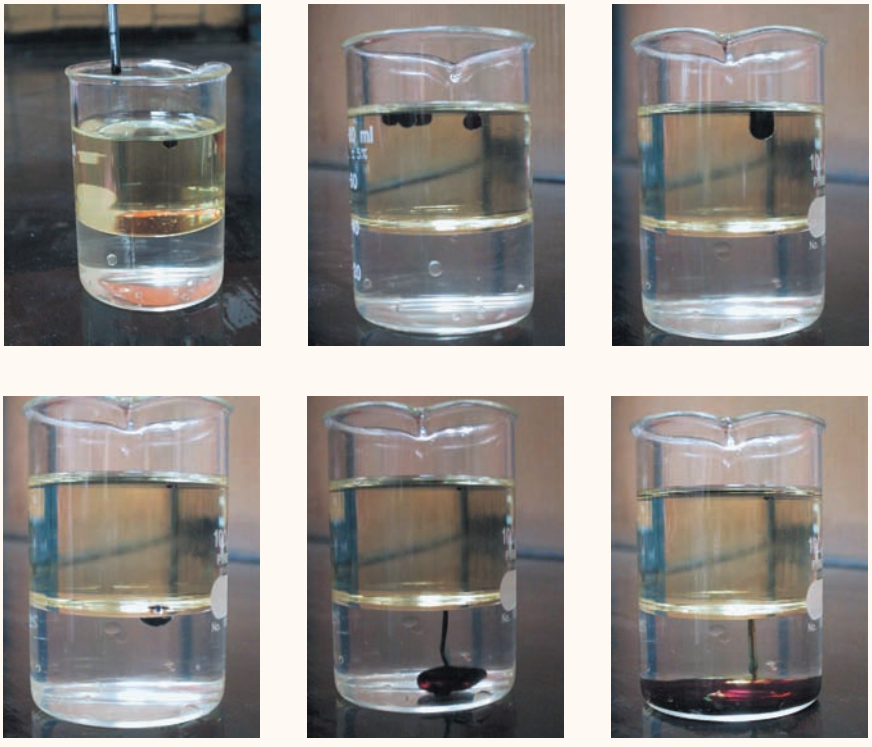
Algunos temas relacionados: solubilidad, tipo de enlace, estructura de la molécula, miscibilidad.

El agua se considera el disolvente universal, esta propiedad se debe a la polaridad que caracteriza la estructura de su molécula. El agua disuelve los compuestos que también presentan polaridad en sus moléculas.

En el siguiente experimento están presentes dos sustancias líquidas, no miscibles entre sí, una es agua y la otra aceite. Se les agrega un colorante vegetal líquido, observe qué sucede, e indique en cuál de los dos líquidos es soluble y a qué se debe.

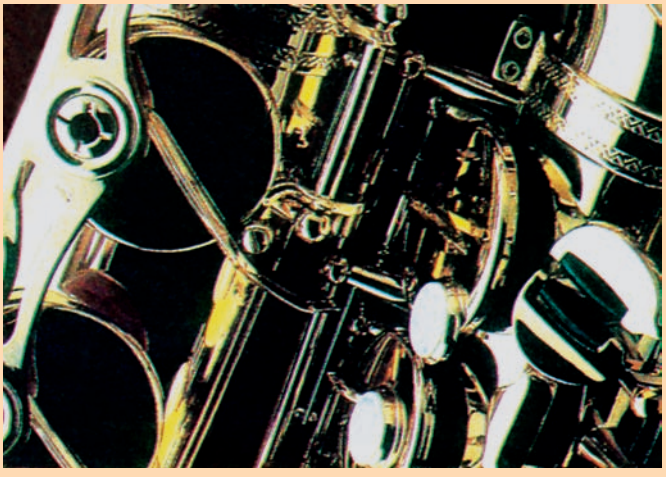
En un vaso de precipitados, agregue suavemente, 100 mL de aceite comestible y 100 mL de agua, añada 4 gotas de colorante vegetal (rojo o azul).

Describa y explique lo observado.



Capítulo 14

Disoluciones y coloides



Un saxofón. ¿Sabía que el material del que está hecho el saxofón es en realidad una disolución de zinc (de 30 a 40%) disuelto en 60 a 70% de cobre?

Objetivos del capítulo 14

1. Saber cuál es la diferencia entre soluto y disolvente y explicar cómo se disuelven las moléculas y los iones en agua (sección 14.1).
2. Describir las combinaciones más comunes de los diferentes estados de la materia que pueden formar una disolución (sección 14.2).
3. Analizar los tres factores que afectan la velocidad de disolución de las diferentes sustancias en otras sustancias y los tres factores que afectan la solubilidad (sección 14.3).
4. Explicar las diferencias entre disoluciones saturadas, no saturadas y sobresaturadas en términos de su composición y preparación en el laboratorio (sección 14.4).
5. Enumerar cinco maneras de expresar la concentración de las disoluciones (sección 14.5).
6. Calcular la concentración de una disolución en porcentaje respecto a la masa y utilizar este porcentaje en diferentes tipos de cálculos (sección 14.6).
7. Calcular la concentración de una disolución en partes por millón y utilizar este dato en diferentes tipos de cálculos (sección 14.7).
8. Calcular la concentración de una disolución en molaridad y utilizar ésta en diferentes tipos de cálculos, en especial, para la dilución de disoluciones patrón (sección 14.8).
9. Calcular la concentración de una disolución expresada en normalidad y utilizar la normalidad en los diferentes tipos de cálculos, entre otros la conversión a molaridad en normalidad (sección 14.9).
10. Calcular la concentración de una disolución en molaridad y utilizar ésta en diferentes tipos de cálculos (sección 14.10).
11. Calcular la elevación del punto de ebullición y el abatimiento del punto de congelación de las disoluciones y calcular la masa molecular y la masa molar de un soluto desconocido (sección 14.11).
12. Conocer la diferencia entre disoluciones, coloides y suspensiones y analizar las propiedades peculiares de los coloides (sección 14.12).

Cuenta regresiva

Puede utilizar la tabla periódica.

Elemento	Unidades de masa atómica (uma)
C	12.0
H	1.0
O	16.0
Na	23.0
S	32.1

5. Utilice la tabla periódica para clasificar los siguientes compuestos como principalmente iónicos o covalentes (sección 6.10, Tipos de enlaces).

a. $BaCl_2$ (iónico) **b.** NO_2 (covalente)
b. Na_2SO_4 (iónico) **d.** CoF_2 (iónico)

4. Escriba la fórmula correcta de los siguientes compuestos (secciones 7.2 a 7.4 y 7.6).

a. sulfuro de sodio (Na_2S)
b. tricloruro de nitrógeno (NCl_3)
c. fosfato de cobalto(II) ($[CO_3(PO_4)_2]$)
d. ácido dicrómico ($H_2Cr_2O_7$)

3. Calcule la masa molecular o de fórmula mínima y la masa molar de lo siguiente (secciones 8.1 y 8.2).

a. glicerol ($C_3H_8O_3$) (92.0 uma, 92.0 g)
b. sulfato de sodio (Na_2SO_4) (142.1 uma, 142.1 g)

2. Calcule el número de moles en cada una de las siguientes cantidades (sección 8.2).

a. 43.6 g de glicerol ($C_3H_8O_3$) (0.474 mol)
b. 565 mg de sulfato de sodio (Na_2SO_4) (0.00398 mol)

1. Calcule el número de gramos en cada una de las siguientes cantidades (sección 8.2).

a. 0.164 mol de glicerol ($C_3H_8O_3$) (15.1 g)
b. 0.00875 mol de sulfato de sodio (Na_2SO_4) (1.24 g)

Es sólo uno de esos días. Usted camina vacilante hacia la mesa del desayuno, agita pesadamente su café, sólo para darse cuenta de que puso sal y no azúcar en su bebida matutina. Es una mañana de intenso frío, y maldice su descuido cuando el carro no arranca porque se olvidó de ponerle anticongelante. Luego, entre una clase y otra, alimenta con dinero una máquina expendedora de bebidas pero ésta se rehúsa a darle la lata de su refresco favorito —y no le devuelve el dinero. En la tarde, va a consulta con el dentista y éste le da malas noticias: necesitará obturar dos cavidades.

Es posible que no piense en estos términos, pero usted ha tenido problemas con una serie de disoluciones. Como veremos en este capítulo, el café con azúcar, el anticongelante, la soda y aún los empastes dentales, todos son disoluciones.

Durante los tres últimos capítulos hemos visto los tres estados físicos de la materia —sólido, líquido y gas— con algún detalle. Ahora, veremos cómo las sustancias en los diferentes estados se mezclan a veces para formar disoluciones; también veremos los factores que afectan estas combinaciones y la manera en que éstas se describen.

14.1 Disoluciones*

Como vimos en el capítulo 3, una **disolución** es una mezcla totalmente homogénea. Está formada por dos o más sustancias puras y su composición puede *variar*, por lo general *dentro de ciertos límites*. Por ejemplo, una disolución de azúcar disuelta en agua podría contener 1, 2 o 3 g de azúcar en 100 g de agua y todavía sería una "disolución de azúcar". Una disolución consiste en un soluto disuelto en un disolvente. El término **soluto** se refiere al componente que está presente en menor cantidad y el **disolvente** es el componente que está en mayor cantidad. Por ejemplo, en una disolución de azúcar al 5.00% en agua, el azúcar es el soluto y el agua es el disolvente. Ésta es una disolución *acuosa* debido a que el disolvente es el agua.

Disolución Mezcla homogénea en la que se encuentran dos o más sustancias puras; su composición puede variar dentro de ciertos límites.

Soluto Sustancia disuelta en una disolución; por lo regular presente en menor cantidad que el disolvente.

Disolvente Sustancia disolvente en una disolución; por lo general presente en mayor cantidad que el soluto.

Una sustancia que tiene enlaces covalentes se dispersa habitualmente en el disolvente como moléculas individuales, mientras que una sustancia iónica se disuelve por lo regular como iones individuales entre las moléculas del disolvente. Las moléculas o iones suelen asociarse o unirse a una o más de las moléculas del disolvente. Como muestra la figura 14.1a, en una disolución acuosa de azúcar, las moléculas dejan la masa sólida del azúcar en la parte inferior del recipiente y se dispersan en el volumen del agua. Cuando hacen esto, las moléculas de azúcar quedan unidas a una cantidad de moléculas de agua mediante puentes de hidrógeno. Se considera que estas moléculas disueltas están *hidratadas* (solvatadas) por las moléculas del agua. Más moléculas continúan disolviéndose en el agua y quedan hidratadas hasta que toda el azúcar presente se disuelve o hasta que el agua ya no puede contener más azúcar. La mayor parte de los solutos tiene una cantidad límite que se disolverá en un disolvente determinado.

En el capítulo 9 (sección 9.9) vimos las reglas para la solubilidad de las sustancias inorgánicas en el agua. Estas reglas también se encuentran en la portada posterior de este texto. En relación con esta tabla, observe que el cloruro de sodio (NaCl) es soluble en agua (reglas 2 y 4). Ahora veremos cómo se disuelve el cloruro de sodio en el agua.

En una disolución acuosa de cloruro de sodio, los dos iones, el sodio (Na^+) y el cloruro (Cl^-) salen de la masa sólida del cloruro de sodio que se encuentra en la parte inferior del recipiente y se dispersan en el agua. Cada ion queda rodeado por moléculas de agua, como se muestra en la figura 14.1b. Observe que las moléculas de agua rodean union de sodio con sus extremos dipolares negativos (átomos de oxígeno) hacia el ion, mientras que los extremos positivos de sus dipolos (átomos de hidrógeno) rodean los iones cloruro negativos.

Clave del estudio: La energía que se libera durante la hidratación de cada ion es pequeña, pero la suma de las interacciones sobre muchos iones produce suficiente energía para superar las atracciones iónicas intensas que hay en el sólido.

* Estrictamente deben llamarse "disoluciones" (proviene de la acción de disolver), aunque por costumbre se ha ido imponiendo el término "soluciones". En este texto se respetará la palabra disoluciones aunque eventualmente se utilicen los dos términos.

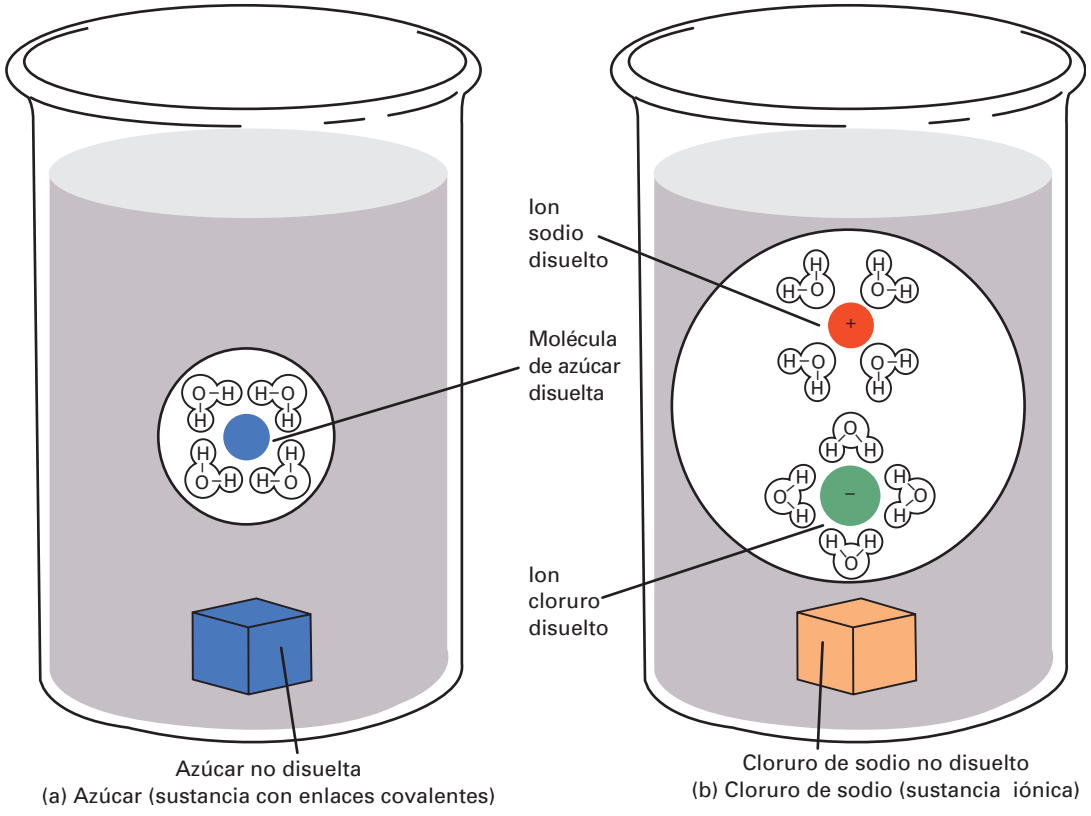


FIGURA 14.1
El proceso de disolución: (a) el azúcar se disuelve en agua para formar moléculas de azúcar hidratadas $[C_{12}H_{22}O_{11}(H_2O)_x]$; (b) el cloruro de sodio se disuelve en agua para formar iones sodio hidratados $[Na^+(H_2O)_x]$ (los iones sodio positivos atraen a los átomos de oxígeno del agua que son relativamente negativos) y iones cloruro hidratados $[Cl^-(H_2O)_y]$ (los iones cloruro negativos atraen a los átomos de hidrógeno del agua que son parcialmente positivos).

La energía que se libera durante la hidratación de los iones vence las intensas fuerzas de atracción que existen entre los cationes sodio y los aniones cloruro en el cristal sólido de NaCl.

14.2 Tipos de disoluciones

Si bien las disoluciones acuosas son las más comunes, están muy lejos de ser el úncio tipo de disolución. Los disolventes pueden ser el agua o cualquier otro líquido. Los solutos pueden ser sólidos, líquidos o gases. Los tipos más comunes de disoluciones son un gas en un líquido, un líquido en un líquido y un sólido en un líquido. En la tabla 14.1 encontramos algunos ejemplos de disoluciones comunes.

Son comunes las disoluciones de líquidos disueltos en líquidos (vinagre, vino, gasolina).

Cuando se mezclan dos líquidos, hay tres posibilidades: (1) que se mezclen completamente, formando una disolución; (2) que se mezclen parcialmente formando dos disoluciones; o (3) que no se mezclen y formen una mezcla heterogénea.

TABLA 14.1 **Algunos ejemplos de disoluciones**

SOLUTO	DISOLVENTE	EJEMPLO
Gas	Líquido	Bebidas carbonatadas (dióxido de carbono en disolución acuosa)
Líquido	Líquido	Anticongelante en el radiador de un automóvil (etilén glicol en agua)
Líquido	Sólido	Empastes dentales (mercurio en plata)
Sólido	Líquido	Azúcar en agua
Sólido	Sólido	Bronce (zinc en cobre)

En el *primer* caso, donde los dos líquidos se mezclan completamente en cualquier proporción para formar una disolución, ambos líquidos se conocen como **líquidos miscibles.** Una disolución de alcohol en agua y una disolución de agua y etilén glicol (anticongelante) son ejemplos de pares de *líquidos miscibles.*

Líquidos miscibles Dos líquidos que se combinan completamente en cualquier proporción para formar una disolución.

En el *segundo* caso, un líquido se disuelve parcialmente en el otro. El resultado son dos disoluciones que aparecen como dos capas en las que la disolución que tiene la mayor densidad es la capa inferior. Estos dos líquidos se consideran *parcialmente miscibles*. Si se mezcla etilén glicol con cloroformo, se obtienen dos disoluciones. La disolución inferior consiste en una pequeña cantidad de etilén glicol disuelto en cloroformo; la disolución superior es una pequeña cantidad de cloroformo disuelto en etilén glicol. Entre las dos capas está visible un límite diferente.

En el *tercer* caso, los dos líquidos no se mezclan en forma apreciable; forman dos capas separadas y se conocen como **líquidos inmiscibles**. Dos líquidos inmiscibles son la gasolina y el agua. La gasolina menos densa flota como una capa separada en la parte superior del agua. Muy poca gasolina se disuelve en el agua, y muy poca agua se disuelve en la gasolina. El aceite y la gasolina actúan de la misma manera que la gasolina y el agua y son líquidos inmiscibles (véase la figura 14.2). Uno de los métodos para limpiar capas oleosas es dejar que el aceite y el agua se mezclen y se vuelvan líquidos miscibles. Se debe añadir un agente a los líquidos inmiscibles aceite-agua para favorecer esto.

Líquidos inmiscibles Dos líquidos que no se mezclan sino que forman capas separadas; ninguno de los dos se disuelve de manera apreciable en el otro.

14.3 Factores que afectan la solubilidad y la velocidad de disolución

No todas las sustancias son solubles en las demás sustancias. Como hemos mencionado, el aceite y el agua son inmiscibles. El aceite no es soluble en el agua. Algunos solutos son más difíciles de disolver que otros. En esta sección veremos dos series de factores:

1. Los factores que afectan la *solubilidad* (¿cuánto?) real de un soluto en un disolvente.

2. Los factores que afectan la *velocidad* (¿con qué rapidez?) a la cual se disuelve un soluto en un disolvente.

La solubilidad real de un soluto en un disolvente depende de tres factores: (1) las propiedades del soluto y del disolvente, (2) la temperatura y (3) la presión.

La *velocidad* a la cual se disuelve un soluto en un disolvente depende de tres factores: (1) el tamaño de partícula del soluto, (2) la velocidad de agitación y (3) la temperatura.

FIGURA 14.2
El aceite y el agua son inmiscibles y por tanto el aceite, que es menos denso, flota en la superficie del agua.

Propiedades del soluto y del disolvente

En el capítulo 13 se estableció que el agua se considera un compuesto *polar* porque sus moléculas poseen momentos dipolares (véase la sección 13.3). Muchos compuestos iónicos como el cloruro de sodio son, en general, solubles en agua, ya que estos iones son

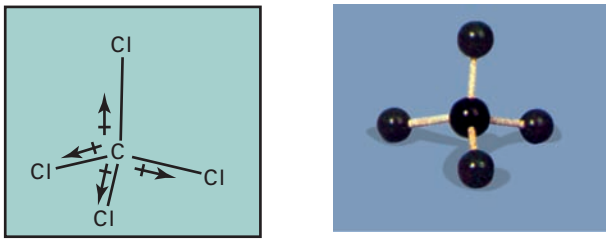


FIGURA 14.3
El tetracloruro de carbono es una molécula no polar. (a) Estructura del tetracloruro de carbono, en la cual se muestra que el momento dipolar es 0 debido a que los centros de las cargas positivas y negativas coinciden sobre el átomo de carbono como resultado de la estructura en forma de tetraedro. (b) Modelo de barras y esferas del tetracloruro de carbono. (Laima Druski).

atraídos por uno de los polos de la molécula del agua o bien porque forman enlaces de hidrógeno o por ambas razones.

Por el contrario, los compuestos iónicos (véase la sección 6.10, Tipos de enlaces) no son por lo regular solubles en los compuestos no polares. Para comprender por qué, veamos uno de estos compuestos no polares, el tetracloruro de carbono (CCl_4). En el tetracloruro de carbono el centro de la carga negativa coincide con el centro de la carga positiva debido al acomodo tetraédrico de la molécula, como se ve en la figura 14.3. Por tanto, no podemos disolver cloruro de sodio en tetracloruro de carbono porque los iones con carga opuesta de este compuesto iónico (Na^+, Cl^-) se atraen entre sí más de lo que son atraídos por la molécula no polar del tetracloruro de carbono.

Sin embargo, los compuestos covalentes son habitualmente solubles en tetracloruro de carbono e insolubles en agua, porque las moléculas de agua se encuentran unidas unas con otras por puentes de hidrógeno, que son más firmes que la unión que podría existir con las moléculas que no son iónicas ni polares. Esta solubilidad explica por qué los removedores de "manchas" de uso doméstico que están hechos de tetracloroetileno (que actúa como tetracloruro de carbono) son disolventes efectivos de los materiales orgánicos relativamente no polares como las grasas. Durante el "lavado en seco", la ropa manchada se limpia con sustancias similares para disolver las manchas aceitosas que están en la tela.

Una frase que se utiliza con frecuencia es: ***lo semejante disuelve a lo semejante***. Por lo tanto, *los compuestos iónicos (polares) casi siempre son solubles en disolventes polares y los compuestos covalentes (no polares o débilmente polares) se disuelven en disolventes que no son polares.*

Temperatura

La solubilidad de un gas en agua disminuye al aumentar la temperatura. Por ejemplo, el oxígeno es soluble en agua en una proporción de 4.89 mL de oxígeno en $1\overline{00}$ mL de agua a 0°C; pero a 50°C esta solubilidad se reduce a 2.46 mL en$1\overline{00}$ mL de agua. Las personas

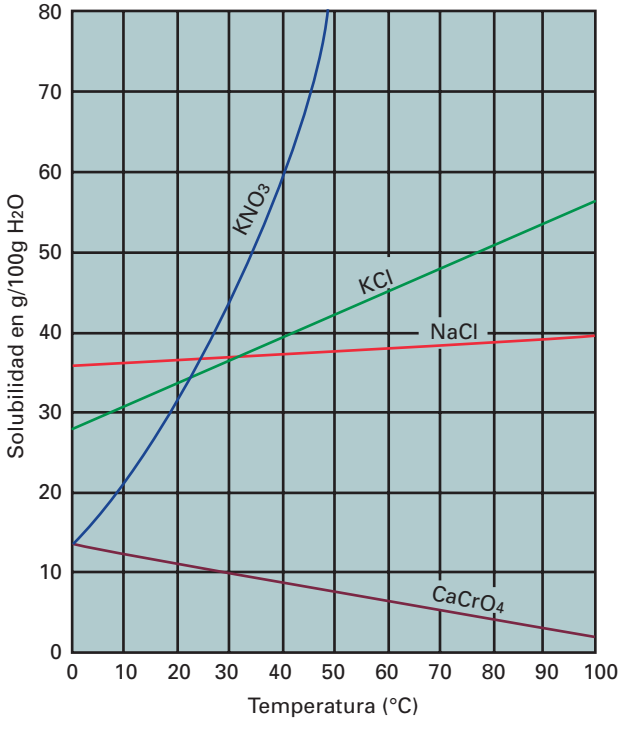


FIGURA 14.4
Solubilidad de diversas sales en función de la temperatura.

Tú y la Química

que pescan en los lagos saben que los peces se alejan de la orilla conforme el día se torna más caluroso. Sin embargo, es posible que no sepan que el Sol calienta el agua que está cerca de la orilla, disminuyendo la solubilidad del oxígeno en ella. El pez, para obtener un mejor suministro de oxígeno, se mueve hacia aguas más profundas y frías. También puede ser que usted haya observado la disminución de la solubilidad de un gas con el incremento de temperatura al calentar el agua en un recipiente de vidrio; antes de que hierva el agua se forman burbujas de gas en las paredes del recipiente. El agua contiene gases disueltos, como son el oxígeno, el nitrógeno y el dióxido de carbono, los cuales se escapan de ella cuando se calienta.

La solubilidad de un sólido en un líquido *por lo general aumenta cuando la temperatura se incrementa.* Sin embargo, hay algunas excepciones. En la figura 14.4 se ilustra el efecto variable del incremento de la temperatura en la solubilidad. Observe que cuando aumenta la temperatura, aumentan las solubilidades del KCl y del KNO_3; pero la del NaCl permance relativamente constante y la del $CaCrO_4$ disminuye. A $3\overline{0}$°C, $1\overline{0}$ g de $CaCrO_4$ pueden disolverse en $1\overline{00}$ g de agua, pero a $8\overline{0}$°C sólo 4 g de $CaCrO_4$ pueden disolverse en $1\overline{00}$ g de agua.

Ejercicio de estudio 14.1

A partir de la figura 14.4, determine la solubilidad en gramos por $1\overline{00}$ g de agua en lo siguiente:

a. KCl a 25°C (35 g)

Resuelva el problema 10.

b. KCl a $6\overline{0}$°C (45 g)

Presión

Las disoluciones formadas sólo por líquidos y sólidos no se ven afectadas en forma apreciable por la presión. Sin embargo, las disoluciones de gases en líquido sí tienen una influencia directa de la presión. William Henry (1774-1836), químico y físico inglés, llevó a cabo experimentos acerca de la solubilidad de los gases en un líquido en función de la presión. A partir de estos experimentos formuló lo que conocemos como la **Ley de Henry**. Esta ley establece que la solubilidad de un gas en un líquido es *directamente proporcional a la presión parcial* (véase la sección 11.7) *del gas que está sobre el líquido.* Por ejemplo, si se *duplica* la presión parcial del gas sobre el líquido, la *solubilidad* del gas en el líquido también se *duplica*. Por lo contrario, si la *presión* parcial *se reduce a la mitad,* entonces la *solubilidad* del gas en el líquido se *reducirá a la mitad* y algo del gas se escapará del líquido. Cuando usted destapa una bebida carbonatada, la disminución de la presión permite que escape el exceso de dióxido de carbono gaseoso y que suceda la efervescencia. Si no hay burbujas y espuma, decimos que está "desabrida".

Ley de Henry Principio que establece que la solubilidad de un gas en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial del gas que se encuentra en la superficie del líquido.

Tú y la Química

Veamos el siguiente ejemplo donde participa la ley de Henry:

EJEMPLO 14.1 Calcule la solubilidad en g/L de cierto gas en agua a una presión parcial de 3.50 atm y 0°C. La solubilidad es 0.530 g/L a una presión *total* de 1.000 atm y 0°C.

RESULTADO La presión total es igual a la suma de las presiones parciales del agua y del gas, de acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (véase la sección 11.7).

$$P_{total} = P_{gas} + P_{agua}$$

P_{agua} a 0°C es 0.0061 atm (véase el Apéndice V)

$$P_{gas} = 1.000 \text{ atm} - 0.0061 \text{ atm}$$
$$= 0.994 \text{ atm}$$

Ahora resuelva el problema utilizando el mismo método general que utilizamos para resolver los problemas sobre la ley de los gases en el capítulo 11:

$\text{solubilidad}_{inicial} = 0.530$ g/L $\quad P_{inicial} = 0.994$ atm $\quad$ la presión aumenta

$\text{solubilidad}_{nueva} = ?$ $\quad P_{nueva} = 3.50$ atm $\quad$ la solubilidad aumenta

$= \text{solubilidad}_{inicial} \times$ factor de presión de la nueva a la inicial

$$\text{solubilidad}_{nueva} = 0.530 \text{ g/L} \times \frac{3.50 \text{ atm}}{0.994 \text{ atm}} = 1.87 \text{ g/L} \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 14.2

Calcule la solubilidad en g/L del gas de carbono en agua a una presión parcial de 1.50 atm y 5°C. La solubilidad es 2.77 g/L a una presión *total* de 1.000 atm y 5°C (véase el Apéndice V).

(4.19 g/L)

Resuelva los problemas 11 y 12.

Tamaño de partícula

Ahora que ya podemos comprender un poco de por qué las sustancias actúan y no actúan como solutos o disolventes en otras sustancias, podemos explorar algunos factores que afectan la *velocidad de disolución* (disolución) en las mezclas de sustancias solubles. Puesto que las partículas más pequeñas de soluto tienen una mayor superficie *total* expuesta al disolvente, se disuelven más rápidamente que las partículas más grandes de soluto. Este factor explica por qué un terrón sólido de azúcar se disuelve con mayor lentitud que la misma cantidad de azúcar en forma de gránulos pequeños. Los gránulos pequeños de azúcar tienen una mayor área de superficie *total* expuesta a las moléculas del disolvente que el área de superficie total del terrón de azúcar. La agitación también tiende a romper las partículas más grandes.

Velocidad de agitación

La agitación también puede incrementar la velocidad de disolución. La agitación aumenta la velocidad del contacto directo entre las partículas de soluto no disueltas y las moléculas del disolvente que aún no se unen a las partículas del soluto. Por esta razón usted agita su café o té helado después de añadir el azúcar.

Temperatura

Suponiendo que una sustancia es soluble en otra, un incremento en la temperatura da como resultado un incremento en la *velocidad* de disolución. Este aumento en la velocidad está relacionado con el incremento en la energía cinética del soluto, del disolvente y de la disolución. Con una mayor energía cinética, las partículas del soluto se separan con mayor facilidad unas de otras y las moléculas del disolvente pueden interactuar con más frecuencia con las partículas del soluto. Por tanto, se incrementa la velocidad de disolución. Conforme se prepara la disolución, el aumento de temperatura incrementa la energía cinética de toda la disolución, dando como resultado un movimiento más rápido de todas las partículas, las del

soluto y las del disolvente. El efecto de la temperatura sobre la velocidad es muy evidente si usted trata de añadir azúcar al té caliente y al té helado. El azúcar se disuelve con facilidad en el té caliente, pero incluso con agitación repetida no puede disolver la misma cantidad de azúcar en té helado.

14.4 Disoluciones saturadas, no saturadas y sobresaturadas

Otro factor que afecta todavía la facilidad con la que una sustancia se disuelve en otra es la cantidad del soluto, ya contenida en el disolvente. No importa lo finas que sean las partículas de azúcar, lo caliente que se encuentre el té, o lo rápido que usted agite, en algún momento el agua en el té simplemente ya no podrá contener ninguna molécula más de azúcar en la disolución. El exceso de azúcar cae al fondo de la taza porque se ha excedido la *concentración* máxima de una disolución de azúcar en el té. La **concentración** de una disolución indica la cantidad de soluto contenida en una cantidad de disolvente o disolución. La concentración de cualquier disolución se puede describir como *saturada, no saturada o sobresaturada.*

Concentración Medida de la cantidad de soluto contenida en una determinada cantidad de disolvente o disolución.

Disoluciones saturadas

Una **disolución saturada** es una disolución que contiene tanto soluto como puede disolverse en el disolvente utilizando los medios normales. El soluto disuelto se encuentra en equilibrio dinámico ($\rightleftharpoons$; véase la sección 12.3) con cualquier soluto disuelto. Es decir, la velocidad de disolución (disolución) de cualquier soluto no disuelto es igual a la velocidad de cristalización del soluto disuelto.

Disolución saturada Disolución que contiene tanto soluto como pueda hallarse disuelto en el disolvente según los medios ordinarios. El soluto disuelto se encuentra en equilibrio dinámico con soluto sin disolver. Es decir, la velocidad de disolución de un soluto no disuelto es igual a la velocidad de cristalización del soluto disuelto.

$$\text{soluto no disuelto} \underset{\text{velocidad de cristalización}}{\overset{\text{velocidad de disolución}}{\rightleftharpoons}} \text{soluto disuelto}$$

Una taza de té que contenga tanta azúcar como pueda mantenerse en disolución —ni más ni menos— se dice que está saturada. Sin embargo, observe que la saturación no es el resultado sino un proceso. Aunque una disolución saturada no parezca estar cambiando, los *dos procesos de disolución y de cristalización todavía están ocurriendo* cada vez que hay una presencia excesiva de soluto. La cantidad de un soluto que debe estar presente para que una disolución sea saturada varía con la temperatura y otros factores.

Clave del estudio: Recuerde que un equilibrio dinámico siempre consiste en dos procesos *opuestos*. Los dos procesos en este equilibrio son *disolución* y *cristalización*.

En el laboratorio, podemos preparar una disolución saturada añadiendo un *exceso* de soluto a una determinada cantidad de disolvente y permitiendo el suficiente tiempo para que la cantidad máxima de soluto se disuelva. Como se ve en la figura 14.5a, el exceso de soluto se dirige al fondo del recipiente. La disolución que se forma *arriba* del soluto no disuelto es una disolución saturada. Al filtrar el exceso de soluto nos quedamos con una disolución saturada.

Por ejemplo, para preparar una disolución saturada de cloruro de potasio (solubilidad a $\overline{20}$°C, 34 g de soluto por $\overline{100}$ g de agua) en $\overline{100}$ g de agua a $\overline{20}$°C, podemos añadir más de 34 g de cloruro de potasio a $\overline{100}$ g de agua. Esta cantidad de cloruro de potasio nos asegura la presencia de soluto en exceso. A continuación, calentamos el agua y el cloruro de potasio y agitamos hasta alcanzar la saturación o la casi saturación a la temperatura elevada. Después enfriamos la disolución a $\overline{20}$°C para dejar que se cristalice el exceso de soluto. Después de filtrarla, esta disolución es saturada a $\overline{20}$°C.

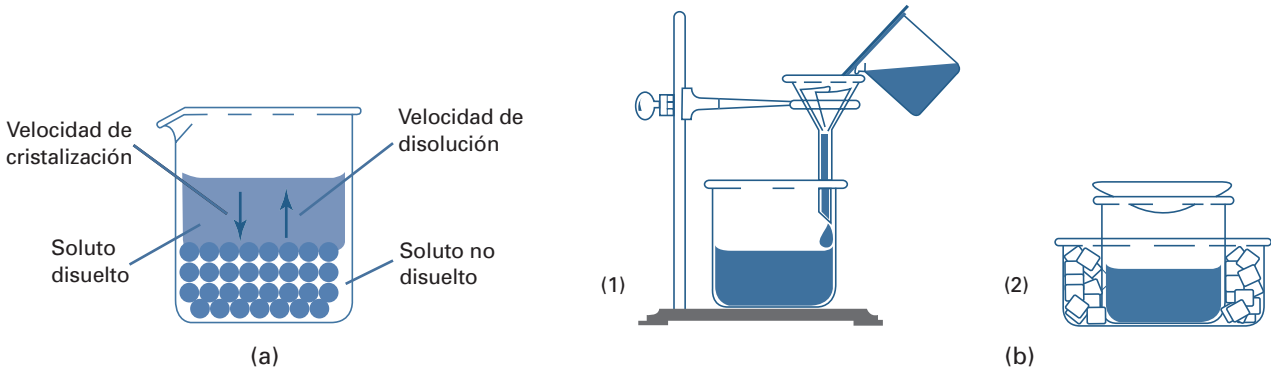


FIGURA 14.5
Disoluciones saturadas y sobresaturadas. (a) Disolución *saturada* antes de la filtración. (b) Preparación de una disolución *sobresaturada:* (1) filtración del exceso de soluto de una disolución saturada caliente y (2) enfriamiento del filtrado caliente saturado para formar una disolución sobresaturada si no ocurre la cristalización.

Disoluciones no saturadas

Disolución no saturada
Disolución en la cual la concentración de soluto es menor a la que tiene una disolución saturada bajo las mismas condiciones.

No todas las disoluciones son saturadas. Una **disolución no saturada** es aquella en la que la concentración de soluto es *menor* que la concentración de una disolución saturada (en equilibrio) bajo las *mismas condiciones.* En una disolución no saturada, la velocidad de disolución del soluto no disuelto es *mayor que* la velocidad de cristalización del soluto disuelto, de manera que, con el tiempo, no queda ningún soluto disuelto. Éste es el caso de una taza de té caliente con una cucharadita de azúcar.

En el laboratorio, usted puede preparar una disolución no saturada *diluyendo* (añadiendo más disolvente) una disolución saturada o utilizando menos soluto que el que disolvió para formar una disolución saturada. En el caso de una disolución no saturada de cloruro de potasio, hay presente *menos de* 34 g de cloruro de potasio por $1\overline{00}$ g de agua a $2\overline{0}$°C. Una disolución que contiene $2\overline{0}$ g de cloruro de potasio en $1\overline{00}$ g de agua es por tanto una disolución no saturada a $2\overline{0}$°C.

Disoluciones sobresaturadas

Disolución sobresaturada
Disolución en la cual la concentración del soluto es mayor que la presente en una disolución saturada bajo las mismas condiciones. Esta disolución es inestable y puede convertirse en disolución saturada si se "siembra" un cristal de soluto; el exceso de soluto se cristaliza separándose de la disolución.

Por último, algunas disoluciones son *sobresaturadas*. Una **disolución sobresaturada** es aquella en la que la concentración de soluto es realmente *mayor* que la de una disolución saturada (en equilibrio) bajo las *mismas condiciones.* Esta disolución es inestable y se revertirá a una disolución saturada si se "siembra" un cristal de soluto; el exceso de soluto se cristalizará separándose de la disolución. La miel es un ejemplo de una disolución sobresaturada de azúcar.

Podemos preparar en el laboratorio una disolución sobresaturada filtrando el soluto no disuelto de una disolución saturada a una temperatura *elevada* y después dejando que se enfríe. Si la cristalización *no* ocurre durante el proceso de enfriamiento, se obtiene una disolución sobresaturada a una temperatura *menor* como se muestra en la figura 14.5b. Sin embargo, la adición de un cristal de soluto a esta disolución habitualmente forma la cristalización del exceso de soluto, la que continúa hasta obtener una disolución saturada a esta temperatura menor.

(a) (b)

FIGURA 14.6
Disoluciones sobresaturadas: (a) una disolución sobresaturada de acetato de sodio; (b) después de adicionar un cristal de acetato de sodio, el exceso de acetato de sodio se cristalliza en la disolución.

Observe que las disoluciones sobresaturadas son algo raras. El acetato de sodio forma por lo regular estas disoluciones (véase la figura 14.6), pero en el caso de la mayoría de los sólidos disueltos en líquidos, durante el enfriamiento, empieza la cristalización del exceso de soluto. En el caso de una disolución de cloruro de potasio saturada a 20°C (34 g/100 g de agua), el enfriamiento a 0°C dará como resultado la cristalización de 6 g de cloruro de potasio puesto que la solubilidad a 0°C es de sólo 28 g en 100 g de agua.

Purificación a través de la cristalización

Cristalización Método de purificación de los sólidos en el que una muestra se disuelve en un disolvente caliente, se filtra y se enfría para inducir la cristalización del sólido purificado.

Los químicos preparan disoluciones saturadas, y en algunos casos disoluciones sobresaturadas, a fin de purificar un sólido específico mediante la **cristalización**. Suponga que un sólido contiene tanto impurezas solubles en agua como impurezas insolubles en agua y que este sólido es soluble en agua caliente pero relativamente insolible en agua fría. Es posible purificar este sólido mediante un proceso de dos pasos. *Primero,* disuélvalo en suficiente agua caliente para formar una disolución saturada (o casi saturada) y filtre las impurezas insolubles en agua. *Segundo,* enfríe el filtrado o déjelo en reposo hasta que se enfríe a la temperatura ambiente, de manera que se cristalice el sólido de la disolución y las impurezas solubles en agua permanezcan en disolución; después filtre el sólido purificado. En ocasiones, con el enfriamiento, se obtiene una disolución sobresaturada y se debe añadir una semilla de cristal para inducir la cristalización. (Puesto que no todas las impurezas pueden eliminarse mediante una operación como ésta, pueden ser necesarias varias *re*cristalizaciones para lograr un estado de pureza deseado).

La figura 14.7 da una idea de este proceso de purificación mediante la cristalización de un sólido. Desde el punto de vista industrial, este proceso se lleva a cabo a gran escala con equipo automatizado en la preparación de medicamentos como la aspirina (ácido acetilsalicílico).

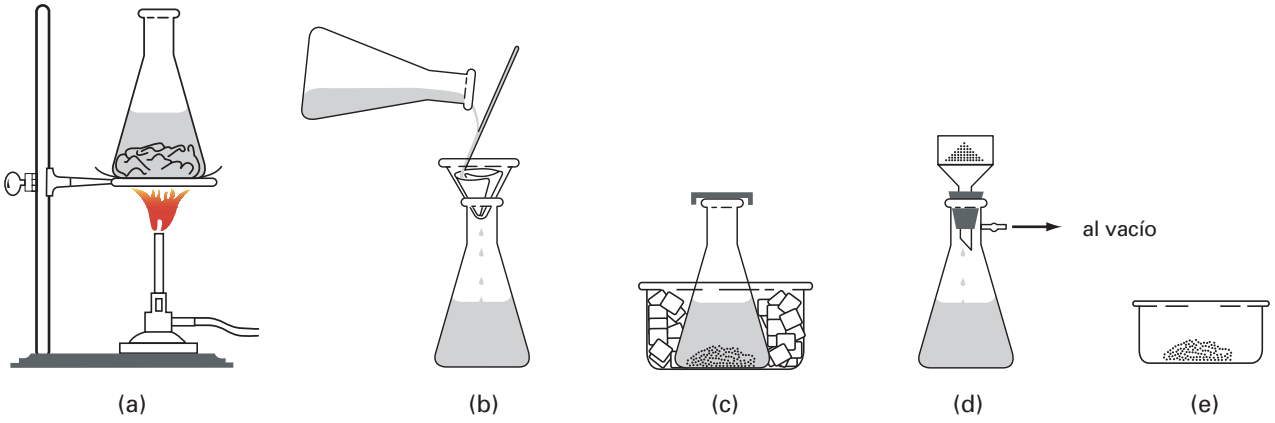


FIGURA 14.7
Purificación de un sólido por cristalización: (a) disolución del sólido en agua para formar una disolución; (b) filtración de la disolución para eliminar las impurezas que son insolubles en agua; (c) enfriamiento del filtrado para formar cristales del sólido purificado y para dejar en disolución las impurezas solubles en agua; (d) filtración de los cristales utilizando un embudo Büchner; (e) secado de los cristales.

14.5 Concentración de las disoluciones

Aunque la saturación es importante para la purificación de sustancias, es suficiente saber si una disolución es saturada, no saturada o sobresaturada. La saturación ocurre bajo diferentes condiciones de temperatura y otros factores. Además, la mayor parte de las disoluciones no son saturadas ni sobresaturadas, sino que son no saturadas, y entonces nos preguntamos en qué medida son saturadas.

Los científicos suelen utilizar los términos "concentrada" y diluida ("dil") para expresar la concentración, pero estos términos son muy poco precisos. El ácido clorhídrico concentrado contiene aproximadamente 37 g de cloruro de hidrógeno por 100 g de disolución, pero el ácido nítrico concentrado tiene cerca de 72 g de ácido nítrico por 100 g de disolución. Las disoluciones diluidas son menos concentradas, pero no puede decirse más utilizando estos términos. Por ejemplo, una disolución diluida de ácido clorhídrico puede contener 1.00 g, 5.00 g o 10.00 g de cloruro de hidrógeno por 100 g de disolución; depende del propósito para el que está destinada.

Es de gran interés para los científicos expresar las concentraciones con precisión. Una concentración débil de una disolución puede tener un efecto, mientras que una concentración más fuerte puede producir un resultado muy diferente. Por ejemplo, en algunos hospitales se ofrece a los pacientes lesionados una disolución salina diluida para ayudarlos a estabilizarse, pero una disolución salina concentrada les ocasionaría la muerte de inmediato.

En las próximas cinco secciones, aprenderemos los métodos cuantitativos más comunes para expresar la concentración de las disoluciones:

1. Porcentaje referido a la masa
2. Partes por millón
3. Molaridad
4. Normalidad
5. Molalidad

Cada método tiene una ventaja sobre los demás, *dependiendo del uso final de la disolución.* Por ejemplo, si usted quiere saber la masa de sal que hay en cierta muestra de agua del océano, es más conveniente expresar la concentración en porcentaje referido a la masa.

14.6 Porcentaje referido a la masa

Porcentaje referido a la masa Medida de la concentración de una disolución expresada como las partes de la masa del soluto por $1\overline{00}$ partes de la masa de la disolución; se calcula como la masa de soluto dividida entre la masa de la disolución, el resultado se multiplica por 100.

La concentración de una disolución puede expresarse como partes de masa del soluto por $1\overline{00}$ partes de masa de la *disolución*. Este método se conoce como el **porcentaje de soluto** de una disolución:

$$\text{porcentaje referido a la masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de } \textit{disolución}} \times 100 \qquad (14.1)$$

Observe que la masa de la disolución es igual a la masa del *soluto* más la masa del *disolvente*. Por ejemplo, una disolución de sulfato de sodio al 20.0% contiene 20.0 g de sulfato de sodio en $1\overline{00}$ g de solución (80.0 g de agua), como se muestra en la figura 14.8.

Veamos los siguientes ejemplos de los cálculos que se realizan con el porcentaje referido a la masa:

Clave del estudio: Cuando utilice el porcentaje referido a la masa, asegúrese de que las unidades de masa del soluto y del solvente sean iguales.

EJEMPLO 14.2 Calcule el porcentaje referido a la masa de cloruro de sodio si se disuelven 19.0 g de esta sal en suficiente cantidad de agua para obtener 175 g de disolución.

RESULTADO La masa de la disolución es de 175 g. Por tanto:

$$\frac{19.0 \text{ g NaCl}}{175 \text{ g disolución}} \times 100 = 10.9 \text{ partes de NaCl por } 1\overline{00} \text{ partes de disolución}$$

$$= 10.9\% \text{ NaCl} \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 14.3 Calcule el porcentaje referido a la masa de cloruro de sodio si se disuelven 16.0 g de esta sal en 80.0 g de agua.

RESULTADO La masa de la disolución (16.0 g + 80.0 g) es de 96.0 g. Por tanto,

$$\frac{16.0 \text{ g NaCl}}{96.0 \text{ g disolución}} \times 100 = 16.7\% \text{ NaCl} \qquad \textit{Respuesta}$$

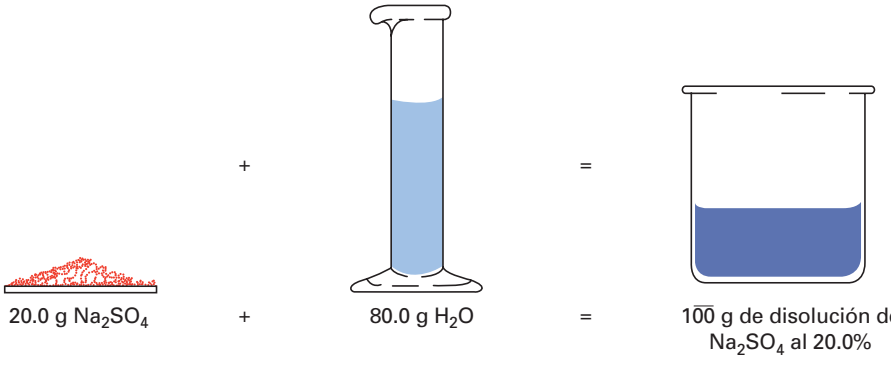


FIGURA 14.8
Una disolución acuosa de sulfato de sodio (Na_2SO_4) al 20.0% referido a la masa.

Ejercicio de estudio 14.3
Calcule el porcentaje referido a la masa del cloruro de potasio si se disuelven 6.30 g de esta sal en 52.5 g de agua.

(10.7%)

Resuelva los problemas 13 y 14.

EJEMPLO 14.4 Calcule el número de gramos de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) que deben disolverse en 825 g de agua para preparar una disolución de azúcar al 20.0%.

RESULTADO En esta disolución, hay 20.0 g de azúcar por cada 80.0 g de agua (100.0 g de disolución −20.0 g de azúcar = 80.0 g de agua); por tanto, podemos calcular la cantidad de gramos de azúcar que se necesitan para 825 g de agua como sigue:

$$825 \text{ g } \cancel{H_2O} \times \frac{20.0 \text{ g azúcar}}{80.0 \text{ g } \cancel{H_2O}} = 206 \text{ g azúcar que se necesita para 825 g de agua} \quad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 14.5 Calcule la cantidad de gramos de agua que debe añadirse a 10.0 g de fenol para preparar una disolución acuosa de fenol al 2.00%.

RESULTADO En una disolución de fenol al 2.00% hay 2.00 g de fenol por cada 98.0 g de agua (100.0 g de disolución −2.00 g de fenol = 98.0 g de agua); por tanto, podemos calcular la cantidad de gramos de agua que se necesitan para 10.0 g de fenol como sigue

$$10.0 \text{ } \cancel{g} \text{ fenol} \times \frac{98.0 \text{ g agua}}{2.00 \text{ } \cancel{g} \text{ fenol}} = 490 \text{ g agua que se necesita para 10.0 g de fenol} \quad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 14.6 Calcule el número de gramos de disolución que se necesita para dar 12.5 g de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) a partir de una disolución de azúcar al 10.0%.

RESULTADO En una disolución de azúcar al 10.0% hay 10.0 g de azúcar por 100.0 g de disolución; por tanto, podemos calcular la cantidad de gramos de disolución para 12.5 g de azúcar como sigue:

$$12.5 \text{ } \cancel{g} \text{ azúcar} \times \frac{100.0 \text{ g disolución}}{10.0 \text{ } \cancel{g} \text{ azúcar}} = 125 \text{ g} \quad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 14.4
Calcule el número de gramos de agua que deben añadirse a 8.50 g de cloruro de potasio para preparar una disolución acuosa de la sal al 12.0%.

(62.3 g)

Resuelva los problemas del 15 al 17.

Además del porcentaje referido a la masa, algunas veces es conveniente expresar la concentración como *porcentaje referido al volumen*, aunque el porcentaje referido al volumen varía con la temperatura y por tanto es menos confiable. El porcentaje referido al volumen expresa la concentración como partes de volumen de soluto por 100 partes de volumen de disolución. Este método se utiliza por lo regular para expresar la concentración de alcohol en las bebidas alcohólicas. Un vino puede tener 12.5% en volumen de alcohol, o sea que hay 12.5 mL de alcohol en 100 mL de vino. Este 12.5% de alcohol en volumen es equivalente

a sólo 10.0% en masa de alcohol presente en el vino. Cuando en el estudio de la química se habla de concentraciones en porcentajes, *siempre* se entienden como *porcentaje referido a la masa* a menos que se especifique de otro modo.

14.7 Partes por millón

Partes por millón (ppm) Medida de la concentración de una disolución expresada como las partes de la masa de soluto por 1 millón de partes de la masa de la disolución; se calcula como la masa de soluto dividida entre la masa de la disolución, el resultado se multiplica por 1,000,000.

En el porcentaje referido a la masa, la concentración se expresa como partes de masa de soluto por 100 partes de masa de disolución. Expresada como **partes por millón (ppm),** la concentración se expresa como las partes de masa de soluto por *1,000,000* partes de masa de disolución.

$$\text{partes por millón (ppm)} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \times 1{,}000{,}000 \qquad (14.2)$$

Este método se utiliza en disoluciones muy diluidas, por ejemplo, en el análisis de agua o en preparaciones biológicas. En casos especiales en los que se miden cantidades aún más pequeñas de soluto, la concentración puede expresarse en *partes por mil millones* (partes de la masa de soluto por 1,000,000,000 partes de la masa de disolución). En estas disoluciones muy diluidas es tan pequeña la cantidad de soluto que la densidad de la disolución es muy cercana a la del agua y se considera 1.000 g/mL.

Veamos los siguientes ejemplos relacionados con partes por millón.

EJEMPLO 14.7 Una muestra de 825 mL de agua contiene 3.5 mg de iones fluoruro (F^-). Calcule las partes por millón de ion fluoruro en la muestra.

RESULTADO

$$\frac{3.5 \text{ mg } F^-}{825 \text{ mL muestra}} \times \frac{1 \text{ mL muestra}}{1.00 \text{ g muestra}} \times \frac{1 \text{ g muestra}}{1000 \text{ mg muestra}} \times 1{,}000{,}000 = 4.2 \text{ ppm} \quad \textit{Respuesta}$$

Observe que siempre y cuando las unidades de masa del soluto y de la disolución sean las mismas, obtendremos la misma respuesta:

$$\frac{3.5 \text{ mg F}}{825 \text{ mL muestra}} \times \frac{1 \text{ mL muestra}}{1.00 \text{ g muestra}} \times \frac{1 \text{ g } F^-}{1000 \text{ mg F}} \times 1{,}000{,}000 = 4.2 \text{ ppm} \quad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 4.5

Calcule las partes por millón de una disolución acuosa que contiene 355 mg de iones sodio (Na^+) en 750 mL de una muestra de agua. (Suponga que la densidad de la muestra muy diluida es 1.00 g/mL).

(473 ppm)

Resuelva los problemas 18 y 19.

EJEMPLO 14.8 Calcule los miligramos de ion fluoruro (F^-) en 1.25 L de una muestra de agua que tiene 4.0 ppm de ion fluoruro.

RESULTADO Asignando unidades a las 4.0 ppm como 4.0 g de F^- × 1,000,000 g de muestra, la disolución es:

$$1.25 \text{ L muestra} \times \frac{1000 \text{ mL muestra}}{1 \text{ L muestra}} \times \frac{1.00 \text{ g muestra}}{1 \text{ mL muestra}} \times \frac{4.0 \text{ g F}^-}{1{,}000{,}000 \text{ g muestra}}$$

$$\times \frac{1000 \text{ mg F}^-}{1 \text{ g F}^-} = 5.0 \text{ mg F}^- \qquad \textit{Respuesta}$$

También podríamos haber asignado unidades a las 4.0 ppm como 4.0 mg de F− por 1,000,000 mg de muestra siempre y cuando ambas unidades sean las mismas. La disolución es:

$$1.25 \text{ L muestra} \times \frac{1000 \text{ mL muestra}}{1 \text{ L muestra}} \times \frac{1.00 \text{ g muestra}}{1 \text{ mL muestra}} \times \frac{1000 \text{ mg muestra}}{1 \text{ g muestra}}$$

$$\times \frac{4.0 \text{ mg F}^-}{1{,}000{,}000 \text{ mg muestra}} = 5.0 \text{ mg F}^- \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 14.6
Calcule el número de miligramos de iones de sodio (Na^+) en 1.50 L de una muestra de agua que tiene 285 ppm de ion sodio.

(428 mg) Resuelva el problema 20.

14.8 Molaridad

Cuando se utiliza equipo volumétrico (probetas, buretas y otros) para medir una cantidad de disolución, a menudo es útil expresar la concentración como concentración molar o molaridad. La **molaridad (*M*)** es la cantidad de moles de soluto por *litro* de *disolución*:

Molaridad (*M*) Medida de la concentración de una disolución que se expresa como la cantidad de moles de soluto por litro de disolución; se calcula como la cantidad de moles de soluto dividida entre los litros de disolución.

$$M = \text{molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de } \textit{disolución}} \qquad (14.3)$$

De esta manera, a partir del volumen medido, podemos obtener la masa del soluto mediante un cálculo sencillo.

Por ejemplo, para preparar 1 L de una disolución acuosa 1 molar de sulfato de sodio, se disuelve 1 mol de sulfato de sodio (142.1 g) en agua. Después se añade suficiente agua para completar el volumen de la disolución hasta 1 litro en un matraz volumétrico, como se muestra en la figura 14.9. Un punto importante que se debe hacer notar es que no contamos con información acerca de la cantidad de disolvente que se adiciona, sólo que la disolución se prepara hasta alcanzar el volumen total *de* 1 L.

Veamos los siguientes ejemplos de molaridad.

EJEMPLO 14.9

a. Calcule la molaridad de una disolución acuosa de cloruro de sodio que contiene 284 g de cloruro de sodio en 2.20 L de disolución.

b. Calcule la molaridad del ion cloruro en la disolución.

RESULTADO

a. La fórmula del cloruro de sodio es NaCl, y la masa molar del NaCl es 58.5 g; por tanto, calcule la molaridad como sigue:

$$\frac{284 \text{ g NaCl}}{2.20 \text{ L disolución}} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.5 \text{ g NaCl}} = \frac{2.21 \text{ mol NaCl}}{1.00 \text{ L disolución}} = 2.21 \, M \qquad \textit{Respuesta}$$

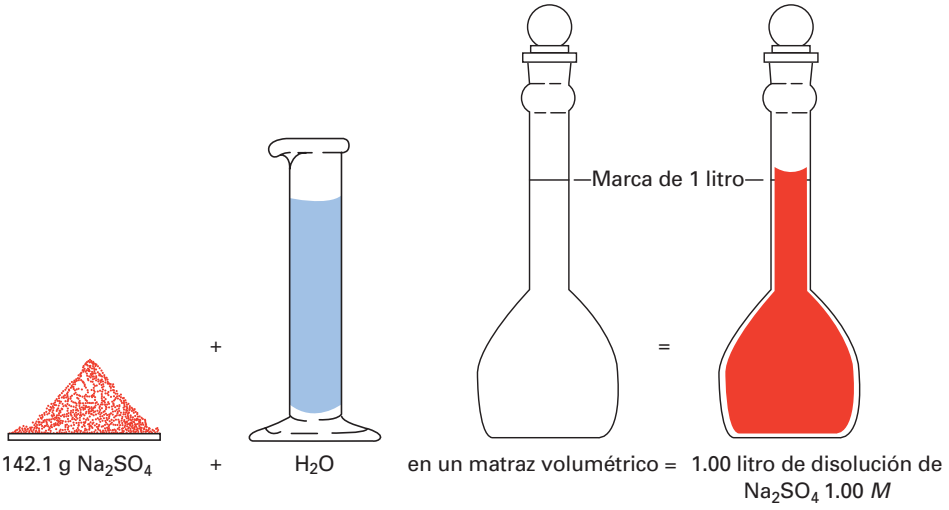


FIGURA 14.9
Una disolución acuosa de sulfato de sodio (Na_2SO_4) 1.00 *M*.

b. Un mol de cloruro de sodio forma un mol de iones de sodio y un mol de iones de cloruro de acuerdo con la siguiente ecuación química balanceada:

$$NaCl(ac) \longrightarrow Na^+(ac) + Cl^-(ac)$$

En una disolución de cloruro de sodio 2.21 *M* hay 2.21 mol de cloruro de sodio por litro de disolución. Por tanto, 2.21 mol de NaCl formarán 2.21 mol de Na^+ y 2.21 mol de Cl^-.

$$2.21 \text{ mol NaCl} \times \frac{1 \text{ mol } Cl^-}{1 \text{ mol NaCl}} = 2.21 \text{ mol } Cl^-$$

La molaridad del ion cloruro es 2.21 *M* *Respuesta*

Ejercicio de estudio 14.7

a. Calcule la molaridad de una disolución acuosa de cloruro de potasio que contiene 125 g de cloruro de potasio en 1.50 L de disolución. (1.12 *M*)

Resuelva los problemas 21 y 22.

b. Calcule la molaridad del ion potasio. (1.12 *M*)

EJEMPLO 14.10

a. Calcule el número de gramos cloruro de sodio (NaCl) que se necesitan para preparar 230 mL de una disolución acuosa 2.00 *M* de cloruro de sodio.

b. Explique cómo se prepara esta disolución.

RESULTADO

a. La fórmula del cloruro de sodio es NaCl, y la masa molar del NaCl es 58.5 g. En una disolución de 2.00 *M* de NaCl hay 2.00 mol de NaCl por 1.00 L de disolución. Calcule la cantidad de gramos de NaCl que se necesitan para preparar 230 mL de una disolución 2.00 *M* como sigue

$$230 \text{ mL disolución} \times \frac{1 \text{ L disolución}}{1000 \text{ mL disolución}} \times \frac{2.00 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ L disolución}} \times \frac{58.5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}}$$

$$= 26.9 \text{ g NaCl que se necesitan} \quad \textit{Respuesta}$$

b. El cloruro de sodio (26.9 g) se disuelve en suficiente cantidad de agua para hacer un volumen total de disolución igual a 230 mL. *Respuesta*

EJEMPLO 14.11 Calcule el número de litros de una disolución 6.00 *M* de hidróxido de sodio que se necesitan para proporcionar 41$\bar{0}$ g de hidróxido de sodio.

RESULTADO La fórmula del hidróxido de sodio es NaOH y la masa molar del NaOH es 40.0 g. En una disolución 6.00 *M* de NaOH hay 6.00 mol de NaOH por 1.00 L de disolución. Calcule el número de litros de disolución 6.00 *M* que se necesita para obtener 41$\bar{0}$ g de NaOH como sigue

$$41\bar{0}\ \text{g NaOH} \times \frac{1\ \text{mol NaOH}}{40.0\ \text{g NaOH}} \times \frac{1.00\ \text{L disolución}}{6.00\ \text{mol NaOH}} = 1.71\ \text{L disolución} \quad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 14.8
Calcule el número de gramos de cloruro de potasio que se necesitan para preparar 65$\bar{0}$ mL de una disolución acuosa 1.50 *M* de cloruro de potasio.

(72.7 g)

Resuelva los problemas 23 y 24.

Dilución de las disoluciones molares

En un laboratorio, es frecuente encontrar disoluciones concentradas que luego se diluyen con agua a la concentración deseada. Estas disoluciones concentradas se llaman *disoluciones estándar o disoluciones patrón*. Es muy probable que usted ya haya utilizado una de estas disoluciones patrón sin haberse dado cuenta. Si alguna vez ha utilizado una disolución de blanqueador (hipocloriro de sodio al 5.25%) en su lavado, la disolución de blanqueador es una disolución patrón. Habitualmente, una taza de disolución blanqueadora (disolución patrón) se *diluye* en el agua de la lavadora antes de introducir la ropa, o una taza de blanqueador se *diluye* con 1.5 L de agua y luego se añade al agua de lavado. En química hacemos lo mismo excepto que tenemos que calcular la cantidad exacta de disolución patrón que se añade al agua para obtener la concentración deseada. Puesto que *sólo se añade agua,* la cantidad de moles de soluto permanece igual en la disolución diluida que en el volumen de la disolución patrón que se tomó para la dilución. Por tanto, necesitamos calcular los moles de soluto en la disolución diluida. Veamos el siguiente ejemplo.

EJEMPLO 14.12 Calcule el número de mililitros de ácido clorhídrico concentrado 12.0 *M* que se debe añadir al agua para preparar 1.00 L de una disolución de ácido clorhídrico 5.00 *M*.

RESULTADO
(1) Calcule los moles de ácido clorhídrico en la disolución diluida utilizando 5.00 *M* (5.00 mol de HCl por 1 L de disolución) y 1.00 L de disolución.

$$1.00\ \text{L disolución} \frac{5.00\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L disolución}} = 5.00\ \text{mol HCl que se necesitan en la disolución diluida}$$

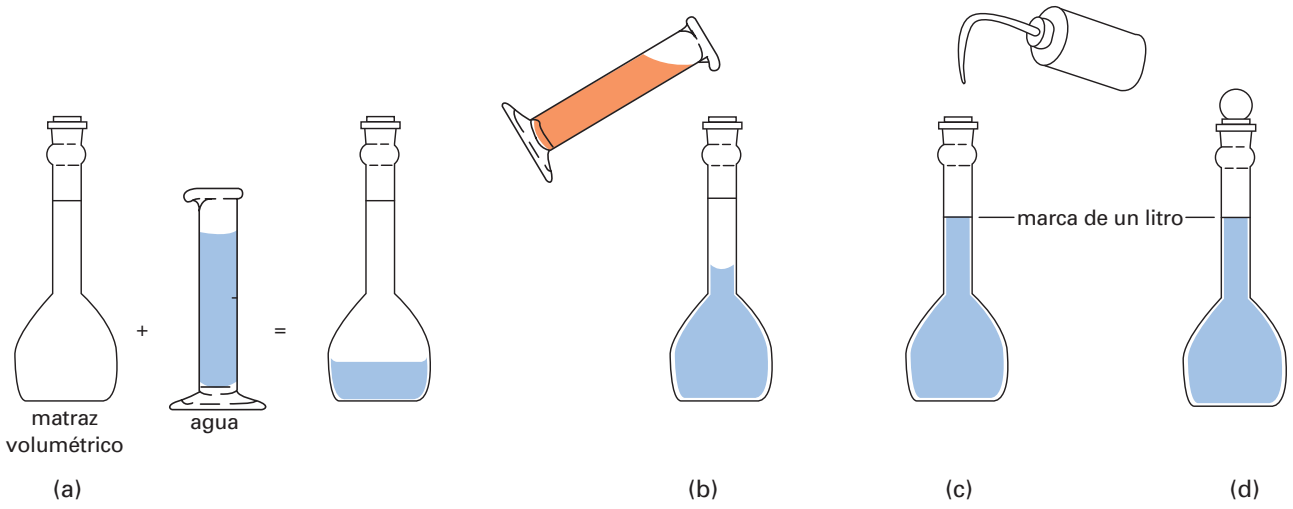


FIGURA 14.10
Preparación de 1.00 L de una disolución 5.00 *M* de ácido clorhídrico. (a) Vierta agua (aproximadamente 400 mL) en un matraz volumétrico. (b) Luego, agregue 417 mL de una disolución de ácido clorhídrico 12.0 *M*, y agite el matraz. (c) Agregue más agua con una piseta hasta que el volumen de la disolución llegue a la marca de 1 L en el matraz volumétrico. (d) Coloque la tapa en el matraz volumétrico y agítelo volteándolo de arriba hacia abajo varias veces para mezclar la disolución.

(2) Los 5.00 mol de HCl que se necesitan se obtienen de una disolución patrón a una concentración de 12.0 *M* (12.0 mol de HCl por 1 L de disolución). La cantidad de mL de la disolución patrón se calcula como

$$5.00 \text{ mol HCl} \times \frac{1 \text{ L disolución}}{12.0 \text{ mol HCl}} \times \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}}$$

$$= 417 \text{ mL de } 12.0 \text{ } M \text{ HCl} \qquad \textit{Respuesta}*$$

Ahora bien, ¿cómo se prepara esta disolución diluida? Los 417 mL de disolución patrón de ácido clorhídrico 12.0 *M* se añaden a un matraz volumétrico de 1 L que contiene poca agua (cerca de 400 mL). La razón de que el agua esté presente en el matraz volumétrico es que se desprende calor (exotérmica; véase la sección 10.7) en el proceso de dilución y algo de este

* Una disolución alterna a estos problemas es resolverlos aplicando esta fórmula:

$$\boxed{V_1 \times M_1 = V_2 \times M_2} \qquad (14.4)$$

en la que V_1 es el volumen en litros en una concentración M_1, en mol/L y V_2 es el volumen en litros en una concentración de M_2 en mol/L. Al resolver esta ecuación empleando estas unidades, se tiene

$$\text{litros}_1 \times \frac{\text{mol}_1}{\text{litro}_1} = \text{litros}_2 \times \frac{\text{mol}_2}{\text{litros}_2}$$

$$\text{mol}_1 \times \text{mol}_2$$

Por consiguiente, los moles de soluto en las dos disoluciones permanecen los mismos, ya que *sólo se agregó agua* para obtener la disolución diluida de la disolución patrón.

calor es absorbido por el agua. *Siempre añada ácido al agua. NUNCA* añada agua al ácido, ya que el matraz puede romperse con el exceso de calor. El matraz volumétrico que contiene el agua y la disolución patrón ácida se agita y luego se añade más agua, para completar el volumen *total* de la disolución hasta la marca de 1 L en el matraz volumétrico. Se coloca la tapa sobre el matraz volumétrico y se agita varias veces de arriba hacia abajo. Esto da entonces 1 L de una disolución de ácido clorhídrico 5.00 *M*. (Véase la figura 14.10).

También podemos calcular la concentración molar de una disolución diluida a partir del volumen y la concentración de la disolución patrón y el volumen de la disolución diluida. Nuevamente, puesto que sólo se agrega agua, la cantidad de moles de soluto permanece igual en la disolución diluida que en el volumen de la disolución patrón utilizada.

Veamos el siguiente ejemplo.

EJEMPLO 14.13 Calcule la cantidad de una disolución de ácido clorhídrico que se prepara utilizando 125 mL de una disolución patrón de ácido clorhídrico 12.0 *M* y se diluye a $5\overline{00}$ mL con agua.

RESULTADO

(1) Calcule los moles de ácido clorhídrico en 125 mL de una disolución 12.0 *M* (12.0 mol de HCl por 1 L de disolución) como sigue:

$$125 \text{ mL disolución} \times \frac{1 \text{ L disolución}}{1000 \text{ mL disolución}} \times \frac{12.0 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}} = 1.50 \text{ mol HCl}$$

(2) Después, los 1.5 mol de HCl se diluyen con agua hasta $5\overline{00}$ mL. La molaridad en moles de HCl por litro de disolución se calcula como sigue

$$\frac{1.50 \text{ mol HCl}}{5\overline{00} \text{ mL disolución}} \times \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 3.00\ M \qquad \textit{Respuesta}$$

Clave del estudio: Siempre se calculan primero los moles de soluto. Se calculan a partir del volumen de la disolución patrón diluida *o* del volumen de la disolución patrón y la molaridad de las disoluciones respectivas. El volumen y la molaridad se escriben juntos en el problema.

Ejercicio de estudio 14.9

a. Calcule el número de mililitros de ácido acético concentrado 17.4 *M* que se debe añadir al agua para preparar 1.00 L de una disolución de ácido acético 6.00 *M*.

(345 mL)

b. Explique cómo se prepara esta disolución diluida.

[Se añaden 345 mL en un matraz volumétrico de 1 L que contenga poca cantidad de agua (cerca de 400 mL) y se agita. Después, se añade más agua hasta llegar a la marca de 1 L en el matraz volumétrico. Se coloca la tapa del matraz y se agita varias veces de arriba hacia abajo para mezclar la disolución].

Resuelva los problemas 25 y 26.

14.9 Normalidad

Cuando una disolución se utiliza en una reacción de ácidos con bases, los científicos suelen preferir expresar la concentración en términos de *normalidad.* La **normalidad (*N*)** es la cantidad de equivalentes (eq) de soluto por litro de *disolución:*

$$N = \text{normalidad} = \frac{\text{equivalentes de soluto}}{\text{litro de } \textit{disolución}} \qquad (14.5)$$

Normalidad (*N*) Es la medida de la concentración de una disolución que se expresa como el número de equivalentes de soluto por litro de disolución; se calcula como los equivalentes de soluto divididos entre los litros de la disolución.

La definición de normalidad es semejante a la de molaridad, excepto que la normalidad considera los equivalentes en lugar de los moles de soluto por litro. Pero, ¿qué es un

Equivalente de un ácido Cantidad de una sustancia que reacciona para producir 1 mol (6.02×10^{23}) de iones hidrógeno (H^+).

Equivalente de una base Cantidad de una sustancia que reacciona con 1 mol (6.02×10^{23}) de iones hidrógeno (H^+) o que proporciona 1 mol (6.02×10^{23}) de iones hidróxido (OH^-).

Clave del estudio: Para usar la normalidad, *debemos* conocer cuántos iones hidrógeno o iones hidróxido se reemplazan o reaccionan.

equivalente? En este texto utilizaremos dos definiciones: *Un* **equivalente de un ácido** *es la cantidad que reacciona para producir un mol* (6.02×10^{23}) *de iones de hidrógeno. Un* **equivalente de una base** *es la cantidad que reacciona con un mol* (6.02×10^{23}) *de iones hidrógeno o suministra un mol* (6.02×10^{23}) *de iones hidróxido.* De esta manera, *un equivalente de cualquier ácido se combina con exactamente un equivalente de cualquier base.*

Para determinar cuánto es un eq de un ácido, debemos dividir la masa molar del ácido entre la cantidad de moles de ion hidrógeno por mol de ácido *que se utiliza en la reacción.* Para determinar cuánto es un eq de una base, se divide la masa molar de la base entre la cantidad de moles de ion hidrógeno que se combinan con un mol de la base o la cantidad de moles de ion hidróxido por mol de base que se *utiliza en la reacción.*

Veamos el caso de los ácidos. Un ejemplo de una reacción en la que *dos* H^+ se sustituyen en un ácido es

$$2\ NaOH(ac) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow Na_2SO_4(ac) + 2\ H_2O(l)$$

(*los dos* H^+ son sustituidos) (14.6)

Por tanto, en un eq de H_2SO_4 hay:

$$\frac{98.1\ g}{2} = 49.0\ g$$

La sustitución de sólo *un* H^+ a partir del ácido sulfúrico es

$$1\ NaOH(ac) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow NaHSO_4(ac) + H_2O(l)$$

(sólo se sustituye *un* H^+) (14.7)

Entonces, en *un* equivalente de H_2SO_4 hay

$$\frac{98.1\ g}{1} = 98.1\ g$$

Veamos ahora el caso de las bases. Un ejemplo de reacción en la que 2 mol H^+ reaccionan con la base es

$$Ca(OH)_2(ac) + HCl(ac) \longrightarrow CaCl_2(ac) + 2\ H_2O(l)$$

(se sustituyen *ambos* OH^-) (14.8)

Por consiguiente, en *un* equivalente de $Ca(OH)_2$ hay

$$\frac{74.1\ g}{2} = 37.0\ g$$

Habitualmente, las bases reaccionan completamente con un ácido para sustituir todos los iones hidróxido. No es común la sustitución de menos del total de los hidróxidos de la base, por lo que no se considerará en esta sección.

EJEMPLO 14.14

Calcule la normalidad de una disolución acuosa de ácido sulfúrico que contiene 275 g de ácido sulfúrico en 1.20 L de disolución y que se utiliza en reacciones en las cuales se reemplazan dos iones hidrógeno.

RESULTADO La fórmula del ácido sulfúrico es H_2SO_4 y la masa molar del H_2SO_4 es 98.1 g. Por tanto, un eq de H_2SO_4 es igual a 49.0 g (98.1 g/2) puesto que los dos iones hidrógeno del H_2SO_4 se sustituyen en la reacción. Podemos calcular la normalidad como sigue:

$$\frac{275\ g\ \cancel{H_2SO_4}}{1.20\ L\ disolución} \times \frac{1\ eq\ H_2SO_4}{49.0\ g\ \cancel{H_2SO_4}} \times \frac{4.68\ eq\ H_2SO_4}{1\ L\ disolución} = 4.68\ N \quad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 14.10

Calcule la normalidad de una disolución acuosa de hidróxido de calcio que contiene 2.25 g de hidróxido de calcio en 1.50 L de disolución y que se utiliza en reacciones en las cuales se reemplazan los *dos* iones hidróxido.

(0.0405 *N*)

Resuelva los problemas 27 y 28.

EJEMPLO 14.15 Calcule el número de gramos de ácido sulfúrico que se necesitan para preparar 52$\overline{0}$ mL de una disolución acuosa de ácido sulfúrico 0.100 *N* que se utiliza en reacciones en las cuales se reemplazan los *dos* iones hidrógeno.

RESULTADO La fórmula del ácido sulfúrico es H_2SO_4, y la masa molar del H_2SO_4 es 98.1 g. Por tanto, 1 eq de H_2SO_4 es igual a 49.0 g (98.1 g/2) puesto que se reemplazan los dos iones hidrógeno del H_2SO_4 en la reacción. En una disolución 0.100 *N* de H_2SO_4 hay 0.100 eq de H_2SO_4 en 1.00 L de disolución. Por tanto, la cantidad de gramos de H_2SO_4 que se necesitan para preparar 52$\overline{0}$ mL de disolución 0.100 *N* de H_2SO_4 se calcula como sigue:

$$52\overline{0}\ \cancel{\text{mL disolución}} \times \frac{1\ \cancel{\text{L disolución}}}{1000\ \cancel{\text{mL disolución}}} \times \frac{0.100\ \cancel{\text{eq } H_2SO_4}}{1\ \cancel{\text{L disolución}}} \times \frac{49.0\ \text{g } H_2SO_4}{1\ \cancel{\text{eq } H_2SO_4}}$$

$$= 2.55\ \text{g } H_2SO_4 \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 14.16 Calcule la cantidad de mililitros de disolución de ácido sulfúrico que se requiere para proporcionar 12$\overline{0}$ g de ácido sulfúrico a partir de una disolución acuosa de ácido sulfúrico 2.00 *N* que se utiliza en una reacción en la cual se reemplazan *ambos* iones hidrógeno.

RESULTADO Una disolución 2.00 *N* de ácido sulfúrico contiene 2.00 eq de H_2SO_4 por cada litro de disolución. Puesto que se reemplazan dos mol de iones hidrógeno por mol de H_2SO_4, un eq de H_2SO_4 es igual a 49.0 g (98.1 g/2). Por consiguiente, podemos calcular la cantidad de mililitros de disolución que se requiere como

$$12\overline{0}\ \cancel{\text{g } H_2SO_4} \times \frac{1\ \cancel{\text{eq } H_2SO_4}}{49.0\ \cancel{\text{g } H_2SO_4}} \times \frac{1\ \cancel{\text{L disolución}}}{2.00\ \cancel{\text{eq } H_2SO_4}} \times \frac{1000\ \text{mL disolución}}{1\ \cancel{\text{L disolución}}}$$

$$= 1224\ \text{mL disolución (hasta tres cifras significativas)} \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 14.11

Calcule el número de mililitros de disolución de hidróxido de calcio que se requiere para proporcionar 0.650 g de hidróxido de calcio a partir de una disolución 0.0300 *N* de hidróxido de calcio que se utiliza en reacciones en las que se reemplazan *ambos* iones hidróxido.

(586 mL)

Resuelva los problemas 29 y 30.

Relación de molaridad a normalidad

Como ya mencionamos, la definición de *normalidad* es semejante a la definición de *molaridad*. En la normalidad utilizamos los equivalentes; en la molaridad se utilizan moles. Las dos definiciones están relacionadas. La *normalidad* siempre es un *múltiplo de la molaridad* porque hay 1, 2, 3, etc., equivalentes *por mol*. Veamos algún ejemplo. Una disolución 1 *M* de ácido clorhídrico (HCl) es 1 *N* puesto que hay *un equivalente por mol* de HCl. Una

disolución 1 *M* de ácido sulfúrico (H_2SO_4) es una disolución 2 *N* en la cual se reemplazan ambos iones hidrógeno porque hay *dos equivalentes por mol* de ácido sulfúrico.

$$\frac{1.00\ \cancel{\text{mol } H_2SO_4}}{1\ \text{L disolución}} \times \frac{2\ \text{eq } H_2SO_4}{1\ \cancel{\text{mol } H_2SO_4}} = \frac{2\ \text{eq } H_2SO_4}{1\ \text{L disolución}} = 2.00\ N\ H_2SO_4$$

Siempre hay *un* mol de ácido o base con un número entero de equivalentes para este mol.

En reacciones de hidróxido de calcio [$Ca(OH)_2$] en las cuales *ambos* iones hidróxido se reemplazan, la disolución 1 *N* de hidróxido de calcio es 0.500 *M* debido a que hay *dos* equivalentes de hidróxido de calcio en *un* mol de hidróxido de calcio.

$$\frac{1.00\ \cancel{\text{eq } Ca(OH)_2}}{1\ \text{L disolución}} \times \frac{1\ \text{mol } Ca(OH)_2}{2\ \cancel{\text{eq } Ca(OH)_2}} = \frac{0.500\ \text{mol } Ca(OH)_2}{1\ \text{L disolución}} = 0.500\ M\ Ca(OH)_2$$

EJEMPLO 14.17 Calcule la normalidad de una disolución 3.50 *M* de ácido sulfúrico que se utiliza en reacciones en las cuales se reemplazan *ambos* iones hidrógeno.

RESULTADO La fórmula del ácido sulfúrico es H_2SO_4. Puesto que se reemplazan ambos iones hidrógeno, hay 2 eq de H_2SO_4 por un mol de H_2SO_4. Resuelva los equivalentes por litro utilizando 3.50 mol de H_2SO_4 por 1 L de disolución como sigue

$$\frac{3.50\ \cancel{\text{mol } H_2SO_4}}{1\ \text{L disolución}} \times \frac{2\ \text{eq } H_2SO_4}{1\ \cancel{\text{mol } H_2SO_4}} = \frac{7.00\ \text{eq } H_2SO_4}{1\ \text{L disolución}} = 7.00\ N\ H_2SO_4 \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 14.12

Calcule la molaridad de una disolución 8.50 *N* de ácido fosfórico, en reacciones en las que se reemplazan los *tres* iones hidrógeno.

(2.83 *M*)

Resuelva los problemas 31 y 32.

14.10 Molalidad

A veces es más conveniente medir la masa del disolvente en lugar del volumen de la disolución. En estos casos, la molaridad o la normalidad no son útiles. En cambio, podemos medir la concentración en términos de *molalidad.*

Molalidad (*m*) Medida de la concentración de una disolución que se expresa como la cantidad de moles de soluto por kilogramo de disolvente; se calcula como la cantidad de moles de soluto dividida entre los kilogramos del disolvente.

La **molalidad (*m*)** es la cantidad de moles de soluto por kilogramo de *disolvente:*

$$m = \text{molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramo de } \textit{disolvente}} \qquad (14.9)$$

Observe que para expresar una concentración en unidades de molalidad debemos conocer la *masa* del soluto y la masa (no el volumen) del *disolvente.* Veamos la figura 14.11, en la que se muestra la preparación de una disolución acuosa 1 molal de sulfato de sodio. En esta disolución, el soluto es 1 mol de sulfato de sodio (142.1 g). El disolvente es 1.000 kg (1000 g) de agua.

Al resolver los problemas en los que se utiliza la molalidad, con frecuencia son útiles los factores que relacionan la masa del soluto con la del *disolvente* y la masa del soluto con la masa de la *disolución*. Las unidades de masa del soluto en estos factores pueden expresarse en gramos o en moles y las unidades de masa del disolvente o de la disolución en gramos o en kilogramos. El factor y las unidades que se utilicen dependerán de la aplicación.

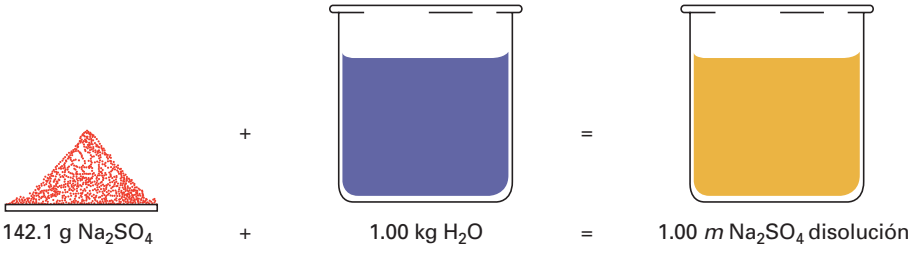


FIGURA 14.11
Una disolución acuosa de sulfato de sodio (Na_2SO_4) 1.00 *m*.

Veamos los siguientes ejemplos sobre molalidad.

EJEMPLO 14.18

Calcule la molalidad de una disolución de glicerol ($C_3H_8O_3$) que contiene 32.7 g de glicerol en $1\overline{00}$ g de agua.

RESULTADO La masa molar del glicerol ($C_3H_8O_3$) es 92.0 g. La molalidad de una disolución debe expresar la concentración de glicerol como mol/kg de agua. Calcule la molalidad como sigue

$$\frac{32.7\ \text{g}\ C_3H_8O_3}{1\overline{00}\ \text{g}\ H_2O} \times \frac{1\ \text{mol}\ C_3H_8O_3}{92.0\ \text{g}\ C_3H_8O_3} \times \frac{1000\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O} = \frac{3.55\ \text{mol}\ C_3H_8O_3}{1\ \text{kg}\ H_2O}$$

$$= 3.55\ m \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 14.13
Calcule la molalidad de una disolución de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) que contiene 96.0 g de azúcar en $2\overline{00}$ g de agua.

(1.40 *m*.)

Resuelva los problemas 33 y 34.

EJEMPLO 14.19

Calcule el número de gramos de glicerol ($C_3H_8O_3$) que se necesitan para preparar $52\overline{0}$ g de una disolución de 2.00 *m* de glicerol en agua.

RESULTADO La masa molar del glicerol es 92.0 g. Una disolución de glicerol de 2.00 *m* contiene 2.00 mol (184 g) de glicerol en 1.000 kg ($1\overline{000}$ g) de agua. La masa *total* de esta disolución es 1184 g $\left(2.00\ \text{mol} \times \dfrac{92.0\ \text{g}}{1\ \text{mol}} + 1\overline{000}\ \text{g de agua}\right)$. Calcule la masa de glicerol que se necesita para preparar $52\overline{0}$ g de una disolución 2.00 *m* como sigue

$$52\overline{0}\ \text{g disolución} \times \frac{184\ \text{g glicerol}}{1184\ \text{g disolución}} = 80.8\ \text{g glicerol} \qquad \textit{Respuesta}$$

Clave del estudio: En el ejemplo 14.19, los $52\overline{0}$ g se refieren a la *disolución* —no al agua. Por esta razón, debemos calcular la masa total de la disolución 2.00 *m*. Usted deberá leer el problema con mucho cuidado.

EJEMPLO 14.20

Calcule el número de gramos de agua que se debe añadir a 5.80 g de glicerol ($C_3H_8O_3$) para preparar una disolución de glicerol 0.100 *m*.

RESULTADO La masa molar del glicerol ($C_3H_8O_3$) es de 92.0 g. Se nos pide encontrar la cantidad de gramos de agua que se necesitan para preparar la disolución. Puesto que la masa del disolvente está en el denominador de la definición de molalidad, utilizaremos el inverso (kg H_2O/mol $C_3H_8O_3$). Calcule el número de gramos de agua como sigue

$$5.80\ \text{g}\ C_3H_8O_3 \times \frac{1\ \text{mol}\ C_3H_8O_3}{92.0\ \text{g}\ C_3H_8O_3} \times \frac{1\ \text{kg}\ H_2O}{0.100\ \text{mol}\ C_3H_8O_3} \times \frac{1000\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O}$$

$$= 63\overline{0}\ \text{g}\ H_2O \qquad \textit{Respuesta}$$

TABLA 14.2 **Formas de expresar la concentración de las disoluciones**

$$\text{porcentaje referido a la masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de } \textit{disolución}} \times 100$$

$$\text{partes por millón (ppm)} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de } \textit{disolución}} \times 1{,}000{,}000$$

$$\text{molaridad } (M) = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litro de } \textit{disolución}}$$

$$\text{normalidad } (N) = \frac{\text{equivalentes de soluto}}{\text{litro de } \textit{disolución}}$$

$$\text{molalidad } (m) = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramo de } \textit{disolvente}}$$

Ejercicio de estudio 14.14
Calcule el número de gramos de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) que se necesitan para preparar $60\overline{0}$ g de una disolución 1.00 *m* de azúcar en agua.

(153 g)

Ejercicio de estudio 14.15
Calcule la cantidad de gramos de agua que se debe agregar a $18\overline{0}$ g de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) para preparar una disolución 1.20 *m* de azúcar en agua.

(439 g)

Resuelva los problemas 35 y 36.

En la tabla 14.2 se encuentran los cinco diferentes tipos de disoluciones que se han analizado en este capítulo.

14.11 Propiedades coligativas de las disoluciones

Propiedades coligativas
Propiedades de una disolución que dependen sólo de la cantidad de partículas de soluto presentes en una disolución y no de la identidad real de estas partículas de soluto.

Las **propiedades coligativas** de las disoluciones son aquellas que dependen sólo de la *cantidad* de partículas de soluto que están presentes en la disolución y no en la identidad real de esas partículas. La sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) y la urea (CH_4N_2O) cambian los puntos de ebullición y de congelación de un determinado disolvente de una manera idéntica, pero tienen propiedades completamente diferentes, tales como la solubilidad y la densidad. Revisaremos dos de estas propiedades coligativas: (1) la elevación del punto de ebullición, y (2) el descenso del punto de congelación.

Sin embargo, antes de que revisemos estas propiedades necesitamos conocer los tipos de soluto con los que estaremos relacionados. Realizaremos cálculos *sólo* para los solutos que *no* son iónicos (no iónicos) y *no* se evaporan (no volátiles) de la disolución. De esta manera, nos servirán de ejemplo solutos como el azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$), la glucosa o la dextrosa ($C_6H_{12}O_6$), el etilén glicol ($C_2H_6O_2$), la urea (CH_4N_2O) y el nitrobenceno ($C_6H_5NO_2$), un líquido que se comporta bien para nuestro propósito.

Elevación del punto de ebullición

Si tuviéramos que medir el punto de ebullición del agua de mar o de una disolución de azúcar, encontraríamos que estas disoluciones hierven a temperaturas algo *superiores* al punto de ebullición del agua pura. Por ejemplo, una disolución que contiene 1.00 mol de

TABLA 14.3 **Constantes molales de elevación del punto de ebullición y de descenso del punto de congelación del agua y el benceno**

Disolvente	Punto de ebullición normal (°C)	K_e(°C/*m*)	Punto de congelación (°C)	K_f(°C/*m*)
Agua	100.00	0.52	0.00	1.86
Benceno	80.10	2.53	5.50	5.12

sacarosa (el azúcar de mesa) en $1\overline{000}$ g de agua hierve a 100.52°C en lugar de hervir a la temperatura normal de 100.00°C que se observa en el agua pura a 1 atm. El soluto disuelto eleva el punto de ebullición de la disolución.

Podemos calcular con facilidad esta elevación del punto de ebullición de un soluto "bien portado" como es el azúcar. La elevación está relacionada de una manera sencilla con la molalidad de la disolución de azúcar que estamos estudiando y la *constante molal de elevación del punto de ebullición* del solvente (K_e). En la tabla 14.3 se encuentra esta constante para los disolventes agua y benceno. Las unidades de K_e son grados Celsius por disolución molal. Así, el agua tiene una K_e de 0.52 °C/*m*, de manera que una disolución 1.00 *m* hierve a 100.52°C (a 1 atm), 0.52°C *por encima* del punto de ebullición normal del agua pura (100.00°C). La ecuación para calcular la elevación del punto de ebullición es como sigue

$$\boxed{\text{cambio en } T_e = \text{molalidad } (m) \cdot K_e} \qquad (14.10)$$

Clave del estudio: Recuerde que los puntos de ebullición son *elevados*, y por tanto, el punto de ebullición de la disolución tiene que ser *mayor* que el punto de ebullición del disolvente puro.

EJEMPLO 14.20 Calcule el punto de ebullición (a 1 atm) en grados Celsius de las siguientes disoluciones:

a. una disolución acuosa de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) 2.50 *m*.
b. una disolución que contiene 9.75 g de urea (CH_4N_2O) en $25\overline{0}$ g de agua.

RESULTADO

a. Calcule la elevación del punto de ebullición (el valor de K_e para el agua se encuentra en la tabla 14.3) como sigue

$$\text{cambio en } T_e = \text{molalidad } (m) \cdot K_e = 2.50 \cancel{m} \times \frac{0.52°\text{C}}{1 \cancel{m}} = 1.3°\text{C}$$

$$T_e = 100.00°\text{C} + 1.3°\text{C} = 101.3°\text{C} \qquad \textit{Respuesta}$$

Clave del estudio: El punto de ebullición de la disolución (101.3°C) es *mayor que* el punto de ebullición del agua pura (100.0°C).

b. Calcule la molalidad de la disolución de urea (CH_4N_2O masa molar = 60.0 g) como sigue

$$\frac{9.75 \text{ g } \cancel{CH_4N_2O}}{25\overline{0} \text{ g } \cancel{\text{agua}}} \times \frac{1 \text{ mol } CH_4N_2O}{60.0 \text{ g } \cancel{CH_4N_2O}} \times \frac{1000 \text{ g } \cancel{\text{agua}}}{1 \text{ kg agua}} = \frac{0.650 \text{ mol } CH_4N_2O}{1 \text{ kg agua}} = 0.650 \, m$$

El cálculo de la elevación del punto de ebullición (el valor de K_e para el agua se encuentra en la tabla 14.3) es como sigue

$$\text{cambio en } T_e = \text{molalidad } (m) \cdot K_e = 0.650 \cancel{m} \times \frac{0.52°\text{C}}{1 \cancel{m}} = 0.34°\text{C}$$

$$T_e = 100.00°\text{C} + 0.34°\text{C} = 100.34°\text{C} \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 14.16
Calcule el punto de ebullición (a 1 atm) en grados Celsius de una disolución que se prepara disolviendo 24.6 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$, masa molar = 180 g) en 250 g de agua.

(100.28°C)

Abatimiento del punto de congelación

El agua de mar no se congela hasta sólido cuando la temperatura se encuentra a 0°C. Tampoco una disolución de azúcar. En cambio, estas disoluciones se congelan a una temperatura algo *inferior* a la del agua pura. Así, una disolución de 1.00 mol de sacarosa (azúcar de mesa) en 1000 g de agua se congela a −1.86°C en lugar de la tempertura normal 0.00°C que se observa en el agua pura. El soluto disuelto reduce el punto de congelación de la disolución.

Al igual que para la elevación del punto de ebullición, podemos calcular con facilidad el abatimiento del punto de congelación para un soluto bien portado como es el azúcar. La caída en el punto de congelación está relacionada con la molalidad de la disolución de azúcar que se estudia y la *constante molal del abatimiento del punto de congelación* del disolvente (K_f). En la tabla 14.3 se encuentra esta constante para los disolventes agua y benceno. Las unidades de K_f son grados Celsius por disolución molal. Así, el agua tiene una K_f de 1.86°C/*m*, por tanto, una disolución 1.00 *m* se congela a −1.86°C, o −1.86°C *abajo* del punto de congelación normal del agua pura (0.00°C). La ecuación para calcular el abatimiento del punto de congelación es como sigue:

$$\boxed{\text{cambio en } T_f = \text{molalidad } (m) \cdot K_f} \qquad (14.11)$$

El principio del abatimiento del punto de congelación se aplica en la fusión del hielo en las carreteras o aceras. Se utiliza una sal, como cloruro de sodio o cloruro de calcio. El punto de congelación de la mezcla (hielo-sal) es menor que el del hielo puro, y el hielo se funde si la temperatura en el exterior no es inferior a la del punto de congelación de la mezcla. Los principios del abatimiento del punto de congelación y de la elevación del punto de ebullición también le ayudan a proteger el motor de su auto, que puede sufrir serios daños si se congela la disolución de su radiador (recuerde que el agua se expande al congelarse; véase la sección 13.4) o si se vuelve vapor. Al añadir etilén glicol en el agua del radiador se eleva el punto de ebullición y se reduce el punto de congelación. Como resultado, la disolución del radiador tiene un punto de congelación inferior y no se congela hasta sólido en el invierno. La elevación del punto de ebullición nos ayuda a evitar que la disolución hierva en los días calurosos de verano.

EJEMPLO 14.22 Calcule el punto de congelación en grados Celsius de las siguientes disoluciones:

a. una disolución que contiene 4.27 g de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 50.0 g de agua.
b. una disolución que contiene 9.75 g de nitrobenceno ($C_6H_5NO_2$) en 175 g de *benceno.*

RESULTADO
a. Antes de calcular el abatimiento del punto de congelación debemos determinar la molalidad de la disolución de azúcar. La masa molar del azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) es de 342 g; calcule la molalidad de esta disolución como sigue:

$$\frac{4.27 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}}{50.0 \text{ g } H_2O} \times \frac{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{342 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}} \times \frac{1000 \text{ g } H_2O}{1 \text{ kg } H_2O} = \frac{0.250 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{1 \text{ kg } H_2O}$$

$$= 0.250\ m$$

Calcule el abatimiento del punto de congelación (el valor de K_f del agua se encuentra en la tabla 14.3) como sigue

$$\text{cambio en } T_f = \text{molalidad } (m) \cdot K_f = 0.250 \cancel{m} \times \frac{1.86°\text{C}}{1 \cancel{m}} = 0.465°\text{C}$$

$$T_f = 0.00°\text{C} - 0.465°\text{C} = -0.46°\text{C} \qquad \textit{Respuesta}$$

b. Calcule la molalidad de la disolución de nitrobenceno ($C_6H_5NO_2$, masa molar = 123.0 g) como sigue

$$\frac{9.75 \cancel{\text{ g } C_6H_5NO_2}}{175 \cancel{\text{ g benceno}}} \times \frac{1 \text{ mol } C_6H_5NO_2}{123.0 \cancel{\text{ g } C_6H_5NO_2}} \times \frac{1000 \cancel{\text{ g benceno}}}{1 \text{ kg benceno}} = \frac{0.453 \text{ mol } C_6H_5NO_2}{1 \text{ kg benceno}}$$

$$= 0.453 \ m$$

Calcule el abatimiento del punto de congelación (el valor de K_f del *benceno* se encuentra en la tabla 14.3) como sigue

$$\text{cambio en } T_f = \text{molalidad } (m) \cdot K_f = 0.453 \cancel{m} \times \frac{5.12°\text{C}}{1 \cancel{m}} = 2.32°\text{C}$$

$$T_f = 5.50°\text{C} - 2.32°\text{C} = 3.18°\text{C} \qquad \textit{Respuesta}$$

Clave del estudio: El disolvente en el ejemplo 14.22b es *benceno* y no agua. El punto de congelación de la disolución (3.18°C) es *inferior* al punto de congelación del benceno puro (5.50°C).

Ejercicio de estudio 14.17

Calcule el punto de congelación en grados Celsius de una disolución que se prepara disolviendo 35.0 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$, masa molar = 180 g) en 200 g de agua.

(−1.81°C)

Resuelva los problemas 37 y 38.

Determinación de la masa molecular y la masa molar

Es posible que usted se pregunte si las propiedades coligativas son útiles para algo más que la fusión del hielo en las carreteras y avenidas de la ciudad. El siguiente ejemplo muestra cómo se puede utilizar el abatimiento del punto de congelación para determinar la masa molecular y la masa molar de un sólido, una medición que en ocasiones es difícil de realizar.

EJEMPLO 14.23 Calcule la masa molecular y la masa molar de un sólido desconocido a partir de los siguientes datos:

a. 9.75 g del sólido desconocido se disolvieron en 125 g de agua, y la disolución resultante tuvo un punto de congelación de −1.25°C.

b. 5.65 g de un sólido desconocido se disolvieron en 125 g de *benceno*, y la disolución resultante tuvo un punto de congelación de 4.25°C.

RESULTADO

a. Calcule el cambio en T_f = 1.25°C [punto de congelación del agua menos punto de congelación de la disolución = 0.00°C −(−1.25°C) = 1.25°C]. Calcule la molalidad de la disolución (el valor de K_f del agua se encuentra en la tabla 14.3) como sigue

$$\text{molalidad } (m) = \frac{\text{cambio en } T_f}{K_f} = 1.25 \cancel{°\text{C}} \times \frac{1 \ m}{1.86 \cancel{°\text{C}}} = 0.672 \ m$$

$$= \frac{0.672 \text{ mol desconocido}}{1 \text{ kg agua}}$$

Utilizando los datos de la disolución desconocida y la molaridad (0.672 mol del sólido desconocido por kilogramo de agua), calcule la masa molecular y la masa molar despejando para *g/mol*.

$$\frac{9.75 \text{ g desconocido}}{125 \text{ g agua}} \times \frac{1000 \text{ g agua}}{1 \text{ kg agua}} \times \frac{1 \text{ kg agua}}{0.672 \text{ mol desconocido}}$$

$$= 116 \text{ g/mol, } 116 \text{ uma} \qquad \textit{Respuesta}$$

$$116 \text{ g} \qquad \textit{Respuesta}$$

b. Calcule el cambio en $T_f = 1.25°C$ (punto de congelación del *benceno* —punto de congelación de la disolución = 5.50°C − 4.25°C = 1.25°C). Calcule la molalidad de la disolución (el valor de K_f del *benceno* se encuentra en la tabla 14.3) como sigue.

$$\text{molalidad } (m) = \frac{\text{cambio en } T_f}{K_f} = 1.25°C \times \frac{1\ m}{5.12°C} = 0.244\ m$$

$$= \frac{0.244 \text{ mol desconocido}}{1 \text{ kg benceno}}$$

Utilizando los datos de la disolución desconocida y la molalidad (0.244 mol del sólido desconocido por kilogramo de benceno), calcule la masa molecular y la masa molar despejando para *g/mol*.

$$\frac{5.65 \text{ g desconocido}}{125 \text{ g benceno}} \times \frac{1000 \text{ g benceno}}{1 \text{ kg benceno}} \times \frac{1 \text{ kg benceno}}{0.244 \text{ mol desconocido}}$$

$$= 185 \text{ g/mol, } 185 \text{ uma} \qquad \textit{Respuesta}$$

$$185 \text{ g} \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 14.18

Resuelva el problema 39.

Calcule la masa molecular y la masa molar de un sólido desconocido si se disolvieron 18.5 g del sólido en 150 g de agua y la disolución resultante tuvo un punto de congelación de −1.55°C.

(148 uma, 148 g)

14.12 Coloides y suspensiones

Coloide Mezcla de partículas dispersas en un disolvente, donde las partículas no están unidas en forma apreciable a las moléculas del disolvente y no presentan sedimentación al dejar la mezcla en reposo.

Partículas dispersas (fase dispersa) Las partículas coloidales con un diámetro en el rango de 1000 a 200,000 pm que forman un coloide, pueden compararse con el soluto en una disolución.

Medio dispersante (fase dispersante) En un coloide, es la sustancia en la cual se encuentran distribuidas las partículas coloidales; puede compararse con el disolvente en una disolución.

Los coloides son el puente que une la materia en una disolución y la materia dispersa en una suspensión. En una *disolución,* las partículas están dispersas de una manera homogénea y *no* se sedimentan con el reposo debido a que pueden estar parcialmente unidas a las moléculas del disolvente (sección 14.1). En una *suspensión,* las partículas *no* están unidas a las moléculas del disolvente y *por lo tanto* se sedimentan durante el reposo. En los **coloides**, las partículas se encuentran dispersas *sin* que estén unidas en forma apreciable a las moléculas del disolvente y *no* se sedimentan al dejarlas en reposo. En esta sección analizaremos las propiedades de los coloides, veremos ejemplos y relacionaremos los coloides con las disoluciones.

Al tratar de las disoluciones hablamos de solutos y disolventes, pero al referirnos a los coloides utilizamos los términos "partículas dispersas" (fase dispersa) y "medio dispersante" (fase dispersante o dispersora). Las **partículas dispersas** (fase dispers*a*) son las partículas coloidales, comparables al soluto en una disolución. El **medio dispers*ante*** (fase dispers*ante*) es la sustancia en la cual están distribuidas las partículas coloidales, comparable al disolvente en una disolución. La leche es un ejemplo de un coloide; la grasa de la leche forma las partículas dispersas y el agua es el medio dispersante.

FIGURA 14.12
Una caminata en la niebla. La niebla y la neblina son ejemplos de coloides (agua líquida dispersa en aerosol gas-líquido). (Dr. E. R. Degginger).

En una disolución, las partículas de soluto y de disolvente son moléculas o iones con una o más moléculas de disolvente unidas a cada partícula de soluto. En los coloides, las partículas suspendidas son moléculas o agregados moleculares, *más grandes* que las que se encuentran en las *disoluciones*, pero *más pequeñas* que las que están en las *suspensiones* y en promedio tienen menos de una molécula del medio dispersante unida por molécula de partículas dispersas. Las partículas coloidales son de diversas formas y tienen un diámetro que va de 1000 a 200,000 pm (véase la sección 2.2). Pueden estar formadas por una enorme molécula, como una molécula de almidón o por agregados de *muchas* moléculas.

Al igual que las disoluciones, los coloides pueden existir en cualquiera de los tres estados físicos de la materia. Estos diferentes tipos de coloides tienen nombres distintos: una *espuma* es un gas disperso en un líquido o en un sólido; un *aerosol líquido* es un líquido disperso en un gas (véase la figura 14.12); un *aerosol sólido* o *humo* es un sólido disperso en un gas; una *emulsión* es un líquido disperso en un líquido; un *gel* es un líquido disperso en un sólido; y un *sol* es un sólido disperso en un líquido o sólido. La tabla 14.4 detalla estos diversos tipos de coloides y algunos ejemplos de cada uno de ellos.

TABLA 14.3 **Tipos de coloides**

PARTÍCULAS DISPERSAS	MEDIO DISPERSANTE	NOMBRE	EJEMPLO(S)
Gas	Líquido	Espuma	Espuma de las cremas de afeitar
Gas	Sólido	Espuma sólida	"Styrofoam"® hule espuma
Líquido	Gas	Aerosol líquido	Niebla; bruma; nubes
Líquido	Líquido	Emulsión	Leche, algunas preparaciones farmacéuticas como los linimentos y la emulsión de aceite mineral en agua, mayonesa, mantequilla, crema para manos
Líquido	Sólido	Gel	Gelatina, algunos geles para el cabello
Sólido	Gas	Aerosol sólido o humo	Polvo, humo
Sólido	Líquido	Sol	Pinturas de base agua, oro coloidal, sílice coloidal
Sólido	Sólido	Sol sólido	Gemas como el rubí, la turquesa, el granate

La mezcla de aceite y agua con un agente especial puede formar un coloide de un líquido disperso en un líquido —una emulsión. Ésta es la manera de remover una película oleosa.

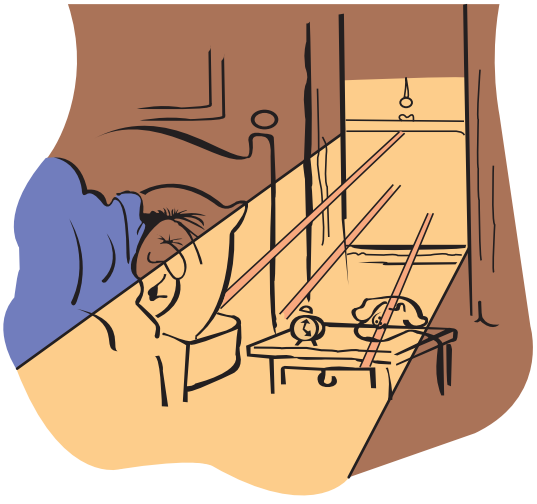
Además del tamaño de partícula, los coloides tienen otras propiedades peculiares que los identifican y que son: (1) efecto óptico, (2) efecto de movimiento, (3) efecto de carga eléctrica, y (4) efecto de adsorción.

Efecto óptico

Cuando un haz de luz relativamente angosto pasa a través de un coloide como son las partículas de *polvo* que están en el aire (tabla 14.4, sólido en gas), éstas desvían la luz y aparecen en el haz como pequeñas y brillantes manchitas de luz (véase la figura 14.13). En una disolución, la apariencia es diferente. La desviación de la luz en un coloide ocurre porque las grandes partículas que están en él reflejan la luz produciendo un haz *visible* de luz que se pueda observar. Por lo tanto, un haz de luz que pasa a través de una disolución es *invisible*. A este efecto óptico se le llama *efecto Tyndall,* en honor del físico británico John Tyndall (1820-1893) quien lo investigó en 1869.

Efecto de movimiento

Si se observa un coloide con un microscopio especial, parece que las partículas dispersas se mueven en zigzag, un movimiento al azar en todo el medio dispersante. El microscopio especial consiste en un microscopio normal que utiliza una fuente de luz intensa para enfocar el coloide en ángulos rectos. Si se lo mira contra un fondo negro, lo que en realidad se ve son los reflejos de las partículas coloidales. El movimiento errático, al azar (un "baile inquieto") de las partículas coloidales dispersas en el medio dispersante ocurre porque el medio las bombardea creando un movimiento aleatorio en zigzag, como se ve en la figura 14.14. Como este reflexión de la luz se debe al tamaño de la partícula coloidal,



(a)

(b)

FIGURA 14.13
(a) Efecto óptico (efecto Tyndall) de los coloides. (b) La luz del sol que surge a través de las nubes muestra la trayectoria de los rayos luminosos. (Cortesía de Yva Momatiuk/Photo Researchers).

tal movimiento no se observa en una disolución, aun cuando las partículas de soluto y de disolvente están en continuo movimiento al azar. Este efecto de movimiento de los coloides es una razón por la que las partículas coloidales no se sedimentan cuando se dejan en reposo. El bombardeo constante que hace el medio dispersante sobre las partículas coloidales dispersas las mantiene en suspensión indefinidamente. Este efecto se conoce como el *movimiento browniano,* en honor del botánico inglés Robert Brown (1773-1858) quien fue el primero en estudiarlo con gránulos citoplasmáticos en los granos de polen durante el verano de 1827.

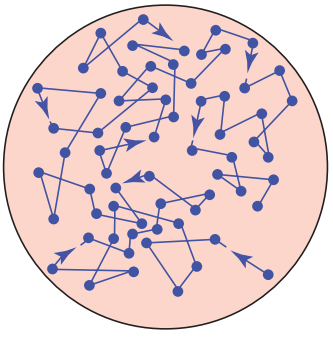


FIGURA 14.14
Efecto de movimiento (movimiento browniano) de los coloides.

Efecto de carga eléctrica

Una partícula coloidal dispersa puede *adsorber* partículas con carga eléctrica (iones) en su *superficie.* Las partículas con carga eléctrica adsorbidas sobre la superficie de alguna

clase de partícula coloidal pueden ser positivas o negativas. Las partículas coloidales de determinada clase tendrán *todas* el *mismo* signo de carga en exceso. Debido a que las cargas iguales se repelen entre sí, las partículas coloidales se repelen una a otra. Además del movimiento al azar de las partículas (movimiento browniano), el efecto de la carga eléctrica también evita que las partículas coloidales dispersas se coagulen y se precipiten.

En las dispersiones coloidales de óxidos metálicos hidratados, como las del hidróxido de hierro(III), los iones adsorbidos son positivos y las partículas coloidales adquieren una carga positiva. Al contrario, en el caso de ciertos sulfuros, como el sol de sulfuro de arsénico(III), las partículas coloidales adsorben iones negativos y así adquieren una carga negativa. La suciedad de los lechos de los ríos adsorbe iones negativos y adquiere una carga negativa.

Si un coloide con una carga entra en contacto con un coloide con otra carga, o con un ion de la carga opuesta, las partículas coloidales dispersas por lo regular se precipitan y se separan del medio dispersante. Tal es el caso en la mezcla de dos coloides, el de hidróxido de hierro(III) y el de sulfuro de arsénico(III). Cuando el agua de un río con partículas cargadas en forma negativa entra en contacto con el océano que tiene partículas con carga positiva, sales iónicas, la suciedad se deposita formando el fértil delta del río.

El efecto de coagulación de los coloides con una carga eléctrica se utiliza para eliminar partículas suspendidas de los gases que salen por las chimeneas industriales. El instrumento que se utiliza en esta operación se conoce como *precipitador Cottrel* y en los hogares se emplean modelos más pequeños como limpiadores electrónicos del aire. Las partículas coloidales que están en el aire (polvo, polen, etc.) se eliminan efectivamente de la atmósfera de los hogares cuando estas partículas pasan a través de una sección "ionizante" del aparato, en donde reciben una carga eléctrica intensa. Enseguida, el aire las conduce hacia una sección de recolección en donde son atraídas hacia las placas metálicas que están bajo la influencia de un poderoso campo eléctrico, como se muestra en la figura 14.15. Las partículas se adhieren a estas placas metálicas y el aire limpio regresa hacia el sistema de ventilación.

Efecto de adsorción

Debido a que poseen una gran área superficial, los coloides tienen un gran poder de adsorción. La propiedad de adsorción no está limitada a los coloides; sustancias tales como el carbón, el papel filtro (celulosa), el óxido de aluminio y la bentonita cuentan también con

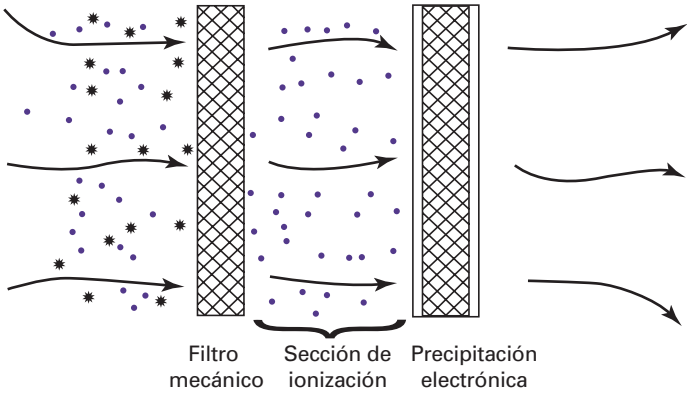


FIGURA 14.15
Limpiador eléctrico de aire para el hogar (* son partículas grandes que están en el aire; los puntos son partículas más pequeñas).

un poder de adsorción. El carbón se utiliza como agente adsorbente en la elaboración de cerveza de tres diferentes maneras. En primer lugar, se emplea para purificar el agua, además de eliminar cualquier olor o sabor que haya en ella. En segundo lugar, se utiliza para clarificar la cerveza y para adsorber los coloides turbios que se forman durante el proceso de fermentación. Y, en tercer lugar, se utiliza para purificar el dióxido de carbono que se adiciona a la cerveza para carbonatarla. El dióxido de carbono le da sabor a la cerveza y su presencia hace que tenga una "presión" y que sea espumosa.

Resumen

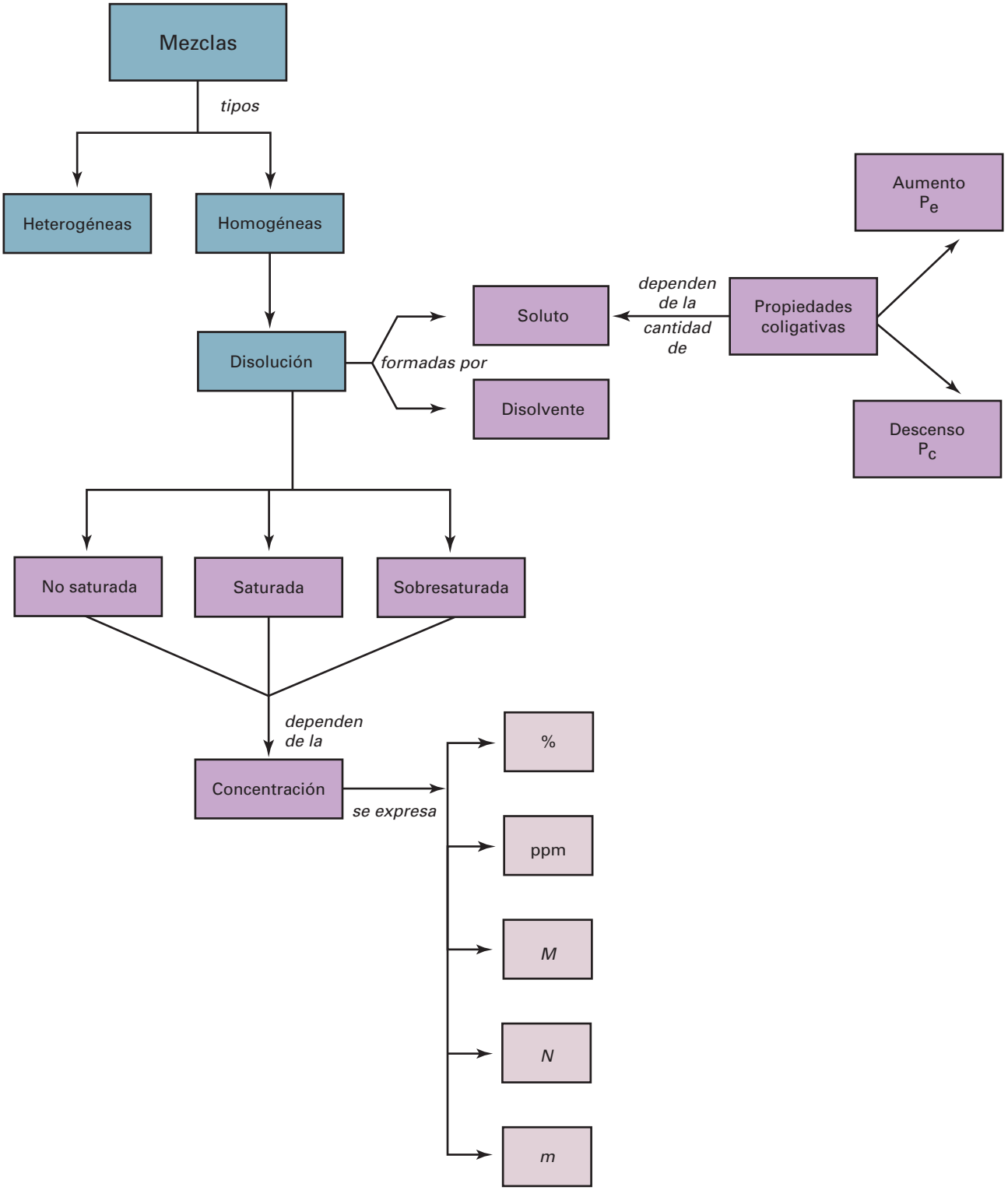
Una ***disolución*** es completamente homogénea y está formada por dos o más sustancias puras; por lo regular su composición puede variar dentro de ciertos límites. El *soluto* es el componente que está en menor cantidad y el *disolvente* el que está en mayor cantidad. El soluto existe por lo común en disolución como moléculas individuales o iones que están hidratados (solvatados) por las moléculas del disolvente (sección 14.1). Las disoluciones pueden estar constituidas por un gas disuelto en un líquido, un líquido disuelto en un líquido o un sólido, o un sólido disuelto en un líquido o un sólido (sección 14.2). La solubilidad de un soluto en un disolvente depende de la naturaleza de los dos materiales, la temperatura y (en el caso del soluto gaseoso) la presión. La velocidad a la cual se disuelve un soluto depende de la temperatura, el tamaño de partícula y la cantidad de agitación (sección 14.3).

La *concentración* de una disolución nos indica *cuánto* soluto está disuelto en una determinada cantidad de disolvente. La concentración de una disolución puede ser descrita desde el punto de vista cualitativo como *saturada, no saturada* o *sobresaturada* (sección 14.4). Otras expresiones cuantitativas de concentración (sección 14.5) incluyen el porcentaje referido a la masa (sección 14.6), partes por millón (sección 14.7), molaridad (sección 14.8), normalidad (sección 14.9) y molalidad (sección 14.10). Las disoluciones molares son habitualmente disoluciones concentradas que se conocen como *disoluciones estándar* o *disoluciones patrón.* Con frecuencia, estas disoluciones patrón se diluyen posteriormente (sección 14.8). La expresión de las disoluciones molares y normales pueden convertirse fácilmente de una concentración a otra (sección 14.9).

Las *propiedades coligativas* de una disolución son aquellas que cambian como resultado de adición de soluto. El punto de ebullición de una disolución es superior al punto de ebullición del disolvente puro. De la misma manera, el punto de congelación de una disolución es inferior al punto de congelación del disolvente puro. En disoluciones que contienen solutos simples, el cambio en el punto de ebullición o de congelación se puede calcular a partir de la molalidad de la disolución. La masa molecular y la masa molar de una sustancia pura pueden calcularse a partir del abatimiento del punto de congelación (sección 14.11).

Los coloides son intermedios entre las disoluciones y las suspensiones. Las propiedades de los coloides difieren de las que caracterizan a las disoluciones. Algunos ejemplos comunes de coloides son la espuma de afeitar, la crema, la neblina, la leche, la mantequilla, el polvo, el humo y la pintura de látex (sección 14.12).

Diagrama temático



Ejercicios

1. Defina o explique los siguientes términos (el número entre paréntesis se refiere a la sección del texto donde se menciona el término):

a. disolución (14.1)
b. soluto (14.1)
c. solvente (14.1)
d. líquidos miscibles (14.2)
e. líquidos inmiscibles (14.2)
f. ley de Henry (14.3)
g. concentración (14.4)
h. disolución saturada (14.4)
i. disolución no saturada (14.4)
j. disolución sobresaturada (14.4)
k. cristalización (14.4)
l. porcentaje referido a la masa (14.6)
m. partes por millón (14.7)
n. molaridad (14.8)
o. normalidad (14.9)
p. equivalente de un ácido (14.9)
q. equivalente de una base (14.9)
r. molalidad (14.10)
s. propiedades coligativas (14.11)
t. coloide (14.12)
u. partículas dispersas (14.12)
v. medio dispersante (14.12)

2. Diga cuál es la diferencia entre:

a. solubilidad y velocidad de disolución
b. disolución no saturada y disolución saturada
c. disolución saturada y disolución sobresaturada
d. miscible e inmiscible
e. partículas dispersas y medio dispersante

Tipos de disoluciones (véase la sección 14.2)

3. Clasifique las siguientes disoluciones de acuerdo con los estados físicos del soluto y del disolvente:

a. sal en agua
b. amoniaco en agua
c. café instantáneo en agua caliente
d. anticongelante agregado al sistema de enfriamiento de su auto
e. glucosa (un azúcar) en la sangre
f. alcohol en agua
g. cloro agregado al agua para purificarla
h. oxígeno disuelto en agua
i. dióxido de azufre, un contaminante, en el fluido que rodea las membranas mucosas, como en su nariz y garganta
j. azúcar en agua

Factores que afectan la velocidad de disolución y la solubilidad (véase la sección 14.3)

4. Clasifique los siguientes compuestos según sean más solubles en agua o en tetracloruro de carbono.

a. KCl **b.** NaF **c.** gasolina **d.** $Pb(NO_3)_2$

Disoluciones saturadas, no saturadas y sobresaturadas (véase la sección 14.4)

5. Describa con sus propias palabras el proceso de purificación de un sólido mediante la cristalización.

6. ¿Cómo determinaría si una disolución está saturada, no saturada o sobresaturada? Explique.

Coloides y suspensiones (véase la sección 14.12)

7. Clasifique los siguientes coloides de acuerdo con los tipos posibles, dándole nombre al coloide:

a. oro en agua **b.** espuma de jabón

c. nubes **d.** mayonesa

8. Se dispersan en agua dos sólidos, **A** y **B**. Se hace pasar un estrecho haz de luz a través de **A** en el medio acuoso y no se observa una línea visible de luz, pero a través de **B** en el medio acuoso, la trayectoria de la luz es visible. ¿Cuál de los dos sólidos, **A** o **B**, forma un coloide y cuál disolución?

9. Hace aproximadamente mil años, se formó el delta de un río en el lugar donde ahora está localizada la ciudad de Nueva Orléans. Este delta es un conjunto de depósitos de cieno que inicialmente se encontraban en dispersión coloidal en el río Mississippi. Explique por qué el cieno del río se depositó en el punto donde éste desemboca en el Golfo de México, que es agua salada.

Problemas

Factores que afectan la velocidad de disolución y la solubilidad (véase la sección 14.3)

10. A partir de la figura 14.4, determine la solubilidad de los siguientes compuestos en gramos por $1\overline{00}$ g de agua:

a. KNO_3 a 41°C **b.** $CaCrO_4$ a 75°C

c. NaCl a $2\overline{0}$°C **d.** KCl a $2\overline{0}$°C

e. KCl a 75°C **f.** KNO_3 a 35°C

11. Calcule la solubilidad en g/L del gas oxígeno en agua a una presión parcial de 3.00 atm y 5°C. La solubilidad del oxígeno por litro de agua a 5°C es 0.0607 g y a una presión *total* de 1.000 atm. (Véase el Apéndice V).

12. Calcule la solubilidad en g/L del nitrógeno gaseoso en agua a una presión parcial de $76\overline{00}$ torr y 0°C. La solubilidad del nitrógeno por litro de agua a 0°C es 0.0292 g y la presión *total* de $76\overline{0}$ torr. (Véase el Apéndice V).

Porcentaje referido a la masa (véase la sección 14.6)

13. Calcule el porcentaje de soluto en cada una de las siguientes disoluciones acuosas:

a. 7.25 g de cloruro de sodio en 95.0 g de disolución

b. 25.2 g de carbonato de potasio en 100.0 g de agua

c. 3.88 g de cloruro de calcio en 90.0 g de agua

14. Calcule el porcentaje de soluto en cada una de las siguientes disoluciones:

a. 13.0 g de cloruro de sodio en suficiente agua para hacer $11\overline{0}$ g de disolución

b. 12.4 g de cloruro de bario en 80.7 g de agua

c. 0.155 g de fenol (C_6H_6O) en 15.000 g de glicerol

15. Calcule los gramos de soluto que deben disolverse en:

a. $35\overline{0}$ g de agua para preparar una disolución de sulfato de potasio al 15.0%

b. 15.0 g de agua para preparar una disolución de cloruro de sodio al 12.0%

c. 275 g de agua para preparar una disolución de nitrato de potasio al 10.0%

16. Calcule los gramos de agua que deben añadirse a:

a. 16.0 g de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) para preparar una disolución de azúcar al 20.0%

b. 4.00 g de yoduro de potasio para preparar una disolución de yoduro de potasio al 1.90%

c. 6.00 g de nitrato de potasio para preparar una disolución acuosa de nitrato de potasio al 7.50%

17. Calcule la cantidad de gramos de disolución que se necesitan para tener:

a. 68.3 g de cloruro de sodio a partir de una disolución acuosa de cloruro de sodio al 15.0%

b. 1.20 g de carbono ácido de sodio a partir de una disolución acuosa de carbonato ácido de sodio al 6.00%

c. 5.00 g de nitrato de potasio a partir de una disolución acuosa de nitrato de potasio al 10.0%

Partes por millón (véase la sección 14.7)

18. Calcule las partes por millón de un soluto en cada una de las siguientes disoluciones acuosas. (Suponga que la densidad de una muestra muy diluida es 1.00 g/mL).

a. 128 mg de iones sodio (Na^+) en $55\overline{0}$ mL de una muestra de agua

b. 172 mg de iones potasio (K^+) en $85\overline{0}$ mL de una muestra de agua

c. 2.5 mg de iones aluminio (Al^{3+}) en 1.5 L del agua del océano. (*Sugerencia:* La concentración del aluminio es independiente de los demás iones presentes en el agua).

19. Calcule las partes por millón del soluto en cada una de las siguientes disoluciones acuosas. (Suponga que la densidad de una muestra muy diluida de agua es 1.00 g/mL).

a. 225 mg de cloruro sodio (NaCl) en $3\overline{00}$ mL de una muestra de agua

b. 6.5 mg de potasio (K^+) en $5\overline{0}$ mL de una muestra de agua

c. 2.7×10^{-3} mg de oro (Au) en 450 mL del agua del océano

20. Calcule los miligramos de soluto disueltos en las siguientes disoluciones acuosas. (Suponga que la densidad de la muestra de agua muy diluida es 1.00 g/mL).

a. 5.50 L de una muestra de agua que tiene 15 ppm de iones estroncio (Sr^{2+})

b. 9.80 L de agua del océano que tiene 65 ppm de iones bromuro (Br^-)

c. 15.0 L de agua del océano que tiene 3.0×10^{-4} ppm de plata (Ag)

Molaridad (véase la sección 14.8)

21. Calcule la molaridad de cada una de las siguientes disoluciones acuosas:

a. 82.5 g de alcohol etílico (C_2H_6O) en 45$\overline{0}$ mL de disolución

b. 2.65 g de cloruro de sodio en 40.0 mL de disolución; también, calcule la molaridad del ion cloruro

c. 20.8 g de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 275 mL de disolución

22. Calcule la molaridad de cada una de las siguientes disoluciones acuosas:

a. 27.0 g de bromuro de sodio en 85$\overline{0}$ mL de disolución; calcule también la molaridad del ion bromuro

b. 12.0 g de cloruro de calcio en 64$\overline{0}$ mL de disolución; calcule también la molaridad del ion cloruro

c. 15.0 g de bromuro de bario en 1150 mL de disolución; también calcule la molaridad del ion bromuro

23. Calcule los gramos de soluto que se necesitan para preparar las siguientes disoluciones acuosas. Explique cómo se debe preparar cada disolución.

a. 45$\overline{0}$ mL de una disolución 0.110 *M* de hidróxido de sodio

b. 25$\overline{0}$ mL de una disolución 0.220 *M* de cloruro de calcio

c. 1$\overline{00}$ mL de una disolución 0.155 *M* de sulfato de sodio

24. Calcule los mililitros de disolución acuosa que se requieren para tener los siguientes compuestos:

a. 5.50 g de bromuro de sodio a partir de una disolución 0.100 *M*

b. 7.65 g de cloruro de calcio a partir de una disolución 1.40 *M*

c. 1.20 mol de ácido sulfúrico a partir de una disolución 6.00 *M*

25. Calcule el número de mililitros de una disolución patrón 15.4 *M* de ácido nítrico que se necesita para preparar las siguientes disoluciones diluidas de ácido nítrico. Explique cómo se preparan las disoluciones diluidas.

a. 1.00 L de una disolución 6.00 *M* de ácido nítrico

b. 1.00 L de una disolución 8.00 *M* de ácido nítrico

c. 5$\overline{00}$ mL de una disolución 3.00 *M* de ácido nítrico

26. Calcule la molaridad de 5$\overline{00}$ mL de una disolución de ácido sulfúrico que se prepara a partir de las siguientes disoluciones patrón de ácido sulfúrico:

a. 10.0 mL de ácido sulfúrico 17.8 *M*

b. 25.0 mL de ácido sulfúrico 17.8 *M*

c. 45.0 mL de ácido sulfúrico 17.8 *M*

Normalidad (véase la sección 14.9)

27. Calcule la normalidad de cada una de las siguientes disoluciones acuosas:

a. 9.50 g de hidróxido de sodio en 45$\overline{0}$ mL de disolución

b. 210 g de hidróxido de bario en 5$\overline{00}$ mL de disolución que se utiliza en reacciones en donde se reemplazan *ambos* iones hidróxido

c. 65.5 g de de ácido fosfórico en 25$\overline{0}$ mL de disolución que se utiliza en reacciones en las cuales se reemplazan los *tres* iones hidrógeno

28. Calcule la normalidad de cada una de las siguientes disoluciones acuosas:

a. 18.2 g de ácido sulfúrico en 75$\overline{0}$ mL de disolución que se utiliza en reacciones en las cuales se reemplazan *ambos* iones hidrógeno

b. 14.1 g de hidróxido de potasio en 625 mL de disolución

c. 0.900 g de hidróxido de de calcio en 83$\overline{0}$ mL de disolución que se utiliza en reacciones en las cuales se reemplazan *ambos* iones hidróxido

29. Calcule los gramos de soluto que se necesitan para preparar las siguientes disoluciones acuosas:

a. 35$\overline{0}$ mL de una disolución 0.0100 *N* de ácido sulfúrico que se utiliza en reacciones en las cuales se reemplazan *ambos* iones hidrógeno

b. 145 mL de una disolución 0.800 *N* de ácido fosfórico que se utiliza en reacciones en las que se reemplazan los *tres* iones hidrógeno

c. 25$\overline{0}$ mL de una disolución 0.0200 *N* de hidróxido de calcio que se utiliza en reacciones en las que se reemplazan a*mbos* iones hidróxido

30. Calcule los mililitros de disolución acuosa que se requieren para tener los siguientes compuestos:

a. 75.0 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4) a partir de una disolución 4.00 *N* que se utiliza en reacciones en las que se reemplazan *ambos* iones hidrógeno

b. 1.85 g de hidróxido de bario a partir de una disolución 0.0400 *N* que se utiliza en reacciones en las que se reemplazan *ambos* iones hidróxido

c. 0.500 g de hidróxido de calcio a partir de una disolución 0.0350 *N* que se utiliza en reacciones en las que se reemplazan *ambos* iones hidróxido

31. Calcule la normalidad de las siguientes disoluciones:

a. una disolución 1.50 *M* de ácido sulfúrico que se utiliza en reacciones en las que se reemplazan *ambos* iones hidrógeno

b. una disolución 2.50 *M* de ácido fosfórico que se utiliza en reacciones en las que se reemplazan los *tres* iones hidrógeno

c. una disolución 0.0150 *M* de hidróxido de calcio que se utiliza en reacciones en las que 2 mol de hidrógeno reemplazan a *ambos* iones hidróxido

32. Calcule la molaridad de las siguientes disoluciones:

a. una disolución 3.00 *N* de ácido sulfúrico que se utiliza en reacciones en las que se reemplazan *ambos* iones hidrógeno

b. una disolución 5.00 *N* de ácido crómico que se utiliza en reacciones en las que se reemplazan *ambos* iones hidrógeno

c. una disolución 0.100 *N* de hidróxido de bario que se utiliza en reacciones en las que se reemplazan *ambos* iones hidróxido

Molalidad (véase la sección 14.10)

33. Calcule la molalidad de cada una de las siguientes disoluciones:

a. 17$\overline{0}$ g de alcohol etílico (C_2H_6O) en 8$\overline{00}$ g de agua

b. 3.50 g de ácido sulfúrico en 12.0 g de agua

c. 2.60 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 11$\overline{0}$ g de agua

34. Calcule la molalidad de cada una de las siguientes disoluciones:

a. 15.0 g de etilén glicol (anticongelante $C_3H_6O_2$) en 485 g de agua

b. 28.0 g de cloruro de calcio en 26$\overline{0}$ g de agua

c. 2.40 mol de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 86$\overline{0}$ g de agua

35. Calcule los gramos de soluto que se necesitan para preparar las siguientes disoluciones acuosas:

a. 45$\overline{0}$ g de una disolución 0.400 *m* de alcohol etílico (C_2H_6O)

b. 7$\overline{00}$ g de una disolución 0.500 *m* de ácido sulfúrico (H_2SO_4)

c. 425 g de una disolución 3.20 *m* de etilén glicol ($C_2H_6O_2$)

36. Calcule los gramos de agua que deben adicionarse a:

a. 85.0 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) para preparar una disolución 2.00 *m*

b. 95.0 g de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) para preparar una disolución 8.00 *m*

c. 4.10 mol de ácido sulfúrico para preparar una disolución 12.0 *m*

Propiedades coligativas de las disoluciones (véase la sección 14.12 y la tabla 14.3 para datos adicionales)

37. Calcule el punto de ebullición (a 1 atm) y el punto de congelación en grados Celsius de las siguientes disoluciones:

a. una disolución acuosa de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) 1.85 *m*

b. una disolución de glucosa que contiene 5.35 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 75.0 g de agua

c. una disolución de glicerol que contiene 7.65 g de glicerol ($C_3H_8O_3$) en 125 g de agua

38. Calcule el punto de ebullición (a 1 atm) y el punto de congelación en grados Celsius de las siguientes disoluciones:

a. una disolución acuosa de urea (CH_4N_2O) 0.800 *m*

b. una disolución de urea que contiene 4.35 g de urea (CH_4N_2O) en 11$\overline{0}$ g de agua

c. una disolución de urea que contiene 8.50 g de urea (CH_4N_2O) en 2$\overline{00}$ g de agua

39. Calcule la masa molecular y la masa molar de un sólido desconocido a partir de los siguientes datos:

a. se disolvieron 8.50 g del sólido desconocido en 135 g de agua, y la disolución resultante tuvo un punto de congelación de −1.25°C

b. se disolvieron 7.30 g de otro sólido desconocido en $2\overline{00}$ g de agua, y la disolución resultante tuvo un punto de congelación de −1.65°C

c. se disolvieron 4.32 g de un sólido desconocido en 75.0 g de *benceno*, dando como resultado una disolución con un punto de congelación de 4.00°C

Problemas generales

40. Un compuesto desconocido que no es volátil ni ionizado dio un análisis de: 40.0% de carbono, 6.7% de hidrógeno y 53.3% de oxígeno. Una disolución de este compuesto (10.2 g en $1\overline{00}$ g de agua) presentó un punto de congelación de −1.05°C. Calcule la fórmula molecular del compuesto desconocido. (*Sugerencia:* Véase la sección 8.5).

41. La urea (CH_4N_2O) se encuentra en la orina y es una de las formas más comunes del cuerpo para la excreción de los desechos de nitrógeno. Por lo común se reporta como gramos de nitrógeno en lugar de gramos de urea. La gráfica de un paciente indica que una muestra de 1230 mL de orina recolectada en un período de 24 horas contenía 13.7 g de nitrógeno. Calcule la molaridad de la urea en la muestra de orina.

42. Calcule el punto de ebullición y el punto de congelación en grados Celsius del fluido que se encuentra en el radiador de un automóvil. Contiene 2.67 kg de etilén glicol ($C_2H_6O_2$) en 7.45 kg de agua.

✓ Cuestionario A del capítulo 14 (secciones de la 14.1 a la 14.8)

Puede utilizar la tabla periódica.

ELEMENTO	UNIDADES DE MASA ATÓMICA (uma)
K	39.1
Cl	35.5

1. Calcule los gramos de agua que deben añadirse a 17.0 g de cloruro de potasio para preparar una disolución de cloruro de potasio al 20.0%.

2. Calcule la cantidad de miligramos de iones potasio (K^+) que hay en 3.0 L de una muestra de agua que contiene $2\overline{00}$ partes por millón (ppm) de iones potasio. (Suponga que la densidad de la muestra de agua es 1.00 g/mL).

3. Calcule la molaridad de una disolución de cloruro de potasio que contiene 45.0 g de cloruro de potasio en $4\overline{00}$ mL de disolución.

4. Calcule los gramos de cloruro de potasio que se necesitan para preparar $6\overline{00}$ mL de una disolución 0.500 *M* de cloruro de potasio.

5. Calcule el número de mililitros de ácido acético concentrado 17.4 *M* que deben agregarse al agua para preparar $5\overline{00}$ mL de una disolución 3.00 *M* de ácido acético.

Cuestionario B del capítulo 14 (secciones de la 14.9 a la 14.12)

ELEMENTO	UNIDADES DE MASA ATÓMICA (uma)
H	1.0
S	32.1
O	16.0
C	12.0

1. Calcule la normalidad de una disolución de ácido sulfúrico que contiene 32.5 g de ácido sulfúrico en 85$\overline{0}$ mL de disolución que se utiliza en reacciones en las que se reemplazan *ambos* iones hidrógeno.

2. Calcule la normalidad de una disolución 4.00 *M* de ácido fosfórico que se utiliza en reacciones en las que se reemplazan los *tres* iones hidrógeno.

3. Calcule los gramos de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) que se necesitan para preparar 75$\overline{0}$ g de una disolución de azúcar 0.500 *m*.

4. Calcule el punto de congelación de una disolución de azúcar que contiene 8.00 g de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 100.0 g de agua. (K_f del agua = 1.86°C/*m*, punto de congelación del agua = 0.00°C).

5. Coloque a la izquierda de cada número la letra que le corresponda. Sólo puede utilizar una letra por número y sólo puede colocar una letra cada vez.

__1. Tamaño de partícula en los coloides.
__2. Un líquido en un gas.
__3. Un líquido en un líquido.
__4. Efecto óptico.

A. Sol
B. Espuma
C. Aerosol líquido
D. Emulsión
E. Menor de 1000 pm de diámetro
F. 1,000 a 200,000 pm de diámetro
G. Mayor de 200,000 pm de diámetro
H. Movimiento browniano
I. Efecto Tyndall

Jabón
(Fórmula: $R\text{-}CO_2^{-}Na^{+}$)

¡El jabón se inventó para los pequeños!

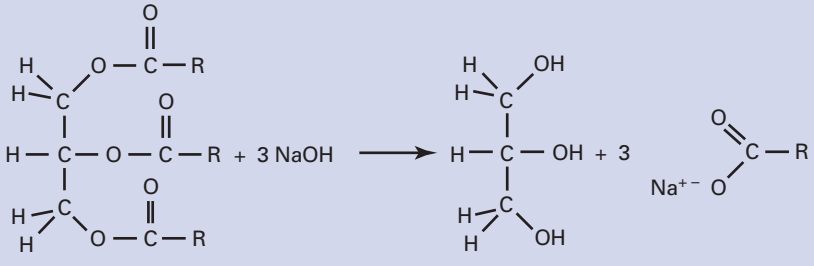
El compuesto JABÓN: ¡la química nos limpia!

Nombre: La palabra "jabón" probablemente deriva de *saipon,* de la familia de lenguas germánicas del norte de Europa. El alemán *seifen,* el francés *savon*, el italiano *sapone* y el español *jabón*, todos derivan de *saipon*.

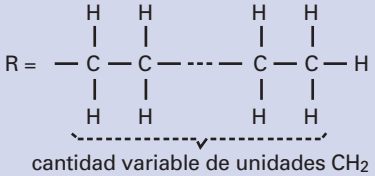
Apariencia: El jabón es un sólido blando, ceroso, que se disuelve hasta cierto punto en agua.

Abundancia: Por lo general se les otorga a los fenicios el crédito de haber inventado el jabón aproximadamente hace 2600 años. Sin embargo, se cree que el jabón se preparó por primera vez hace 5000 años a partir de las cenizas de madera y la grasa animal. Hasta principios de 1700 el jabón se preparaba en pequeños lotes en los hogares o a manera de industria casera para uso doméstico y local. En ese tiempo empezó a producirse en gran escala como una industria, elaborándose un lote por vez. En 1938 Procter and Gamble Company perfeccionó el proceso continuo a gran escala y pudo elaborar el jabón con mayor eficiencia en forma industrial. Desde 1938 se han desarrollado muchos otros procesos continuos.

Origen: Desde la Antigüedad el jabón se había elaborado calentando grasas animales (triglicéridos) con ceniza de sosa (Na_2CO_3). Un proceso más eficiente incluye el tratamiento de las grasas animales con una disolución de hidróxido de sodio o de potasio para obtener jabón y glicerol (glicerina). Un ejemplo común es



triglicéridos (grasas) glicerol jabón



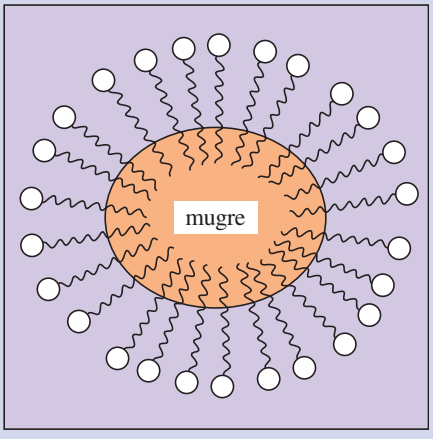
cantidad variable de unidades CH_2

En la mayoría de los jabones se incluyen grupos R que contienen un total de 11, 13, 15 o 17 átomos de carbono. Los jabones suaves contienen hidróxido de potasio (KOH) en lugar de hidróxido de sodio (NaOH), y por tanto el jabón contiene iones potasio (K^+) en lugar de iones sodio (Na^+).

Su importancia en nuestro mundo:

El jabón puede imaginarse como una molécula larga, delgada, con una porción —CH_2—CH_2—···—CH_2—CH_3 o "cola" (representada como ∿∿∿∿∿∿∿∿∿∿∿∿ y una "cabeza" con carga negativa (representada como <>). La cabeza con carga tiene afinidad con el agua, puesto que las moléculas de agua pueden hidratar (solvatar, sección 14.1) la carga negativa. La cola larga, delgada, por el contrario, repele a lo polar (sección 14.3, Propiedades del Soluto y el Disolvente) y no se hidrata bien. De hecho, la cola prefiere estar en contacto con la grasa o el aceite si es posible.

Cabeza con carga— afinidad con el agua ⊖∿∿∿∿∿∿∿∿∿∿∿∿ cola sin carga — sin afinidad con el agua



micela con partícula de mugre en su interior suspendida en agua

La estructura de las moléculas de jabón hace posible que el jabón *suspenda la mugre* y la *grasa* en una *disolución de agua*. Esto se lleva a cabo formando pequeños agregados (llamados *micelas*) de jabón alrededor de cada pequeña partícula grasosa, y las cabezas con carga mantienen el contacto con la disolución de agua que rodea la miscela. De esta manera, la partícula grasosa se "disuelve" en la disolución de agua.

Los detergentes también forman micelas y suspenden las partículas grasosas, la única diferencia es que la cabeza con carga tiene una estructura diferente en los detergentes. Los detergentes son más importantes en la lavandería y en las formulaciones para el lavado de utensilios, mientras que el jabón es más útil para la limpieza de la piel.

Acontecimientos raros:

La grasa animal ha ganado una mala reputación en términos de hábitos saludables en la alimentación. Sin embargo, las grasas animales (la grasa o manteca de res y de cordero) son las grasas más comunes que se utilizan para elaborar jabón. Entre las grasas y los aceites que se emplean para la elaboración de jabón están el aceite de coco, el aceite de palma y el aceite de semilla de palma.

En Estados Unidos las tardes "de jabón" en televisión adquirieron su nombre de su patrocinador original en radio durante los años cuarenta —compañías productoras de jabón como Procter and Gamble.

Química sustentable y CTS

La basura: separación, manejo y reciclaje

Existen varias definiciones de basura; sin embargo, la mayor parte de ellas coinciden en que se trata de una mezcla de todos los desechos sólidos que se producen como consecuencia de las actividades humanas, ya sean domésticas, industriales, comerciales o de servicios.

Los principales componentes de la basura son el papel, la materia orgánica, el metal, los plásticos, el vidrio, los desechos sanitarios y el cartón.

Según las estadísticas, cada habitante de la Ciudad de México llega a producir, en promedio, 1.4 kg de basura al día. En conjunto, los capitalinos generan 19,000 toneladas de residuos al día, por lo que es imprescindible reflexionar sobre la enorme cantidad de desechos que generamos innecesariamente y cómo podemos reducir ese volumen.

Estos datos refuerzan la urgencia de seguir la siguiente recomendación sobre la basura:

No basta con tirarla, hay que separarla

Con el fin de evitar riesgos a la salud y proteger el ambiente, se aconseja la separación de la basura en recipientes debidamente rotulados, como:

- Basura orgánica (biodegradable): Para depositar desperdicios de alimentos, como pan, tortillas, frutas y verduras, restos de carne y huesos.
- Basura inorgánica (no biodegradable): Para colocar bolsas, empaques y envases de plástico, vidrio, metal, papel, cartón.

Reciclaje

¿Sabías que reciclar una tonelada de papel evita la destrucción de 17 árboles? El papel se puede reciclar hasta seis veces. Si se hacen colectas anuales de periódico en las escuelas, ¿porqué no hacerlas más seguido?

El vidrio es 100% reciclable en vidrio nuevo; por tanto, lo ideal es que las botellas sean rellenables o retornables.

Existen diversos tipos de metales y casi la mayoría pueden volver a fundirse para así crear nuevos productos. El cobre, el latón, etc., son utilizados en plomería y en la industria de la construcción. La “chatarra” y el fierro viejo se pueden reciclar y son muy apreciados por los comerciantes de los depósitos de este metal, quienes los venden a las fundidoras.

Otros productos que utilizamos con frecuencia contienen cantidades importantes de productos tóxicos, como el ácido sulfúrico en el caso de las baterías

de los automóviles. Éstas son adquiridas por los fabricantes, quienes las renuevan, por lo que es aconsejable procurar comprar baterías recargables y retornables.

Existen otros productos manufacturados que se degradan muy lentamente. Los plásticos son un ejemplo de ello, como son inertes (o neutros para el ambiente) debido a su estabilidad molecular, se descomponen a través de un largo período (de 100 a 500 años). Por ejemplo el unicel, utilizado en el embalaje de artículos electrónicos —que así como se recibe se tira a la basura— tarda 100 años en degradarse.

Las bolsas de polietileno que utilizamos para depositar la basura son un peligro para el ambiente, porque al flotar sobre el agua de arroyos y ríos disminuye la cantidad de oxígeno presente, impidiendo que los organismos acuáticos respiren de forma adecuada. Además, afectan la fertilidad del suelo al bloquear el suministro de aire y la penetración del agua, impiden así el crecimiento de las plantas. Recomendamos utilizar plásticos biodegradables (con el logo Bio-D), en los que microorganismos como bacterias, hongos, algas, etc., los desintegran completamente convirtiéndolos en dióxido de carbono, agua y biomasa.

Por otra parte, la materia orgánica (basura de origen doméstico), en poco tiempo comienza su proceso de descomposición acompañado de mal olor. Es mejor reducir el volumen de basura orgánica que se genera en tu casa mediante la elaboración de composta, la cual puedes llevar a cabo en macetas, colocando alternadamente capas de basura orgánica y tierra. Así, los desechos orgánicos de tu casa se convierten en excelentes fertilizantes para las plantas.

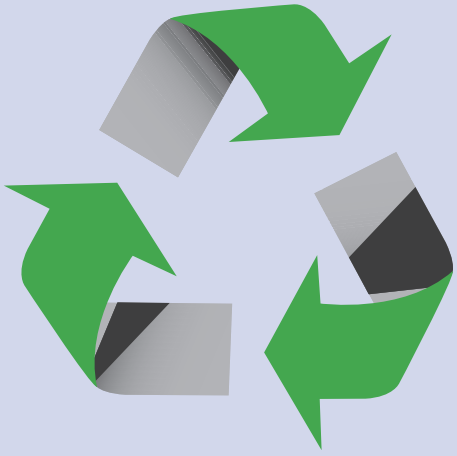
Por todo lo anterior, te recomendamos que elijas productos que cumplan, por lo menos con una de las tres **R: R**educir, **R**eutilizar y **R**eciclar que significan ahorro de energía, espacio, agua, materia prima, tiempo, esfuerzo, dinero y dignifica al ser humano.

Si es difícil que el producto que necesitas se venda sin empaque, entonces compra sólo el que tenga impreso el emblema de reciclar, para así apoyar la conservación de los recursos naturales

- **Reducir**, significa evitar todo aquello que de un modo u otro, genera desperdicios innecesarios.
- **Reutilizar**, consiste en lograr la máxima utilidad de las cosas, en vez de destruirlas o desecharlas.
- **Reciclar**, implica usar los materiales una y otra vez para fabricar el mismo producto u otros artículos, sin necesidad de utilizar nuevos recursos naturales.

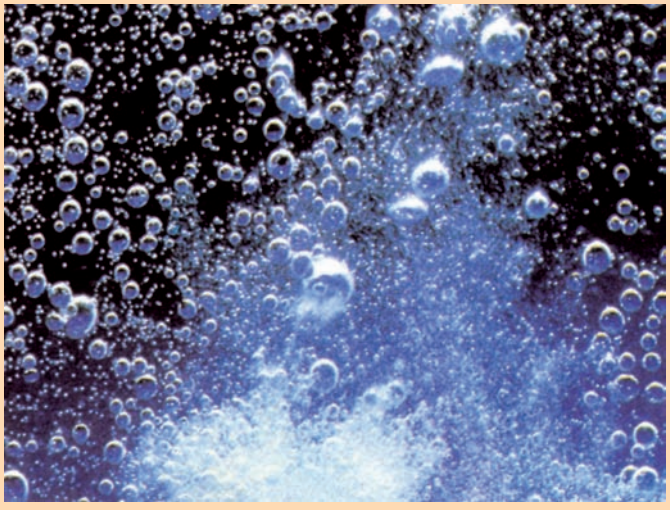
Existen desechos que no pueden ser reciclados, por lo que requieren de un tratamiento especial para eliminarlos. En esta clasificación se incluyen los pañales y toallas sanitarias, jeringas, materiales de curación, los cuales tienen que ser incinerados.

Los desechos peligrosos que no pueden reciclarse son almacenados y procesados en lugares especiales, para evitar que se mezclen con otros desperdicios.



Capítulo 15

Ácidos, bases y ecuaciones iónicas



La reacción entre el ácido cítrico ($C_6H_8O_7$) y el bicarbonato de sodio (polvo para hornear) para producir gas de dióxido de carbono es la misma que produce la efervescencia en el Alka-Seltzer.

Objetivos del capítulo 15

1. Identificar un ácido y una base utilizando las definiciones de Arrhenius y de Brønsted-Lowry, una sustancia anfótera, un ácido conjugado y una base conjugada (sección 15.1).
2. Identificar ácidos débiles y fuertes y bases débiles y fuertes, y describir las diferencias entre ácidos débiles y fuertes y bases débiles y fuertes (sección 15.2).
3. Describir la ionización del agua, la disociación de sustancias iónicas y la ionizacion de sustancias covalentes (sección 15.3).
4. Describir los tres tipos generales de reacciones de ácidos y/o bases y calcular la concentración de un ácido o base desconocida en un experimento de titulación (sección 15.4).
5. Definir el pH y el pOH y utilizar ambos en los cálculos que impliquen disoluciones de ácidos o bases (sección 15.5).
6. Explicar las diferencias entre los términos electrólitos, no electrólitos, electrólitos fuertes y electrólitos débiles (sección 15.6).
7. Completar y escribir ecuaciones iónicas balanceadas y ecuaciones iónicas netas (sección 15.7 y 15.8).

Cuenta regresiva

Elemento	Unidades de masa atómica (uma)
H	1.0
P	31.0
O	16.0

Puede utilizar la tabla periódica, las reglas para la solubilidad de las sustancias inorgánicas en agua, y la serie electromotriz o de actividad.

5. Escriba la fórmula correcta de los siguientes compuestos: (secciones de la 7.3 a la 7.6).

a. yoduro de magnesio (MgI_2)
b. yodato de magnesio [$Mg(IO_3)_2$]
c. fosfato de magnesio [$Mg_3(PO_4)_2$]
d. fosfato de estaño(II) [$Sn_3(PO_4)_2$]
e. ácido fosfórico [H_3PO_4]

4. Clasifique cada uno de los siguientes compuestos como (1) un ácido, (2) una base, o (3) una sal (sección 7.6).

a. $Sn_3(PO_4)_2$ [(3), sal] **b.** H_3PO_4 [(1), ácido]
c. $Mg(OH)_2$ [(2), base] **d.** $Ga(OH)_3$ [(2), base]

3. Complete y balancee las siguientes ecuaciones de reacciones químicas. Indique la formación de precipitado con una (*s*) y de un gas con un (*g*) (secciones 9.3, 9.4 y 9.8 a la 9.10).

a. $HNO_3(ac) + Mg(OH)_2(s) \longrightarrow$
$[2\ HNO_3(ac) + Mg(OH)_2(s) \longrightarrow Mg(NO_3)_2(ac) + 2\ H_2O(l)]$

b. $Mg(s) + HNO_3(ac) \longrightarrow$
$[Mg(s) + 2\ HNO_3(ac) \longrightarrow Mg(NO_3)_2(ac) + H_2(g)]$

c. $MgCO_3(s) + HCl(ac) \longrightarrow$
$[MgCO_3(s) + 2\ HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2O(l) + CO_2(g)]$

d. $Mg(OH)_2(s) + HCl(ac) \longrightarrow$
$[Mg(OH)_2(s) + 2\ HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + 2\ H_2O(l)]$

2. Calcule la molaridad de una disolución acuosa de ácido fosfórico que contiene 175 g de ácido fosfórico en 1.25 L de disolución (sección 14.8) (1.43 *M*)

1. Calcule la normalidad de una disolución acuosa de ácido fosfórico que contiene 195 g de ácido fosfórico en 1.50 L de disolución que se utiliza en reacciones en las que se reemplazan los *tres* iones hidrógeno (sección 14.9) (3.98 *N*)

Los ácidos y las bases son sustancias muy comunes en nuestra vida diaria. Muchos de los alimentos que usted consume son ácidos; pero su sangre es ligeramente básica. Si el equilibrio ácido-base en la sangre cambiara ligeramente en cualquier dirección, ocasionaría la muerte. La tabla 15.1 enumera algunas sustancias comunes y su ingrediente ácido o básico.

En el capítulo 7 se vieron los términos "ácido" y "base" durante el estudio de la nomenclatura. En el capítulo 9, se estudió la reacción de un ácido con una base como un ejemplo de reacción de neutralización. En este capítulo definiremos más explícitamente lo que es un ácido y una base y examinaremos sus propiedades con mayor detalle. Después de analizar esto, veremos cómo se escriben las *ecuaciones iónicas.*

15.1 Propiedades y definiciones de los ácidos y las bases

A principios del siglo XVII, los químicos empezaron a darse cuenta de que las sustancias que llamamos ácidos y bases tienen ciertas propiedades características. Por ejemplo, los *ácidos.*

- ✔ *Tienen sabor agrio cuando se disuelven en agua.* Los frutos cítricos (limones, limas y similares) tienen sabor agrio por el ácido cítrico que contienen. Los pepinillos son agrios por el vinagre (ácido acético) que está presente. La leche agria contiene ácido láctico.
- ✔ *El papel tornasol azul lo cambian a color rojo*. El papel de Litmus o tornasol es un indicador. Los **indicadores** se caracterizan por cambiar de color al variar la concentración de iones hidronio en la disolución, es decir al cambiar el pH. El papel tornasol es el indicador mejor conocido.
- ✔ *Neutralizan las bases.* Los ácidos reaccionan con las bases, como mencionamos en la sección 9.11.

Indicadores Compuestos que cambian su color en presencia de ciertas sustancias químicas, como ácidos y bases. El papel de Litmus o papel tornasol es el indicador mejor conocido.

TABLA 15.1 Algunas sustancias comunes y su componente ácido o básico

SUSTANCIA	COMPONENTE
Ácidos	
Ácido de batería	Ácido sulfúrico
Agua carbonatada	Ácido carbónico
Disolución para lavado de ojos	Ácido bórico
Conservador de alimentos	Ácido benzoico
Limón, lima, tomate	Ácido cítrico
Removedor de óxido	Ácido fosfórico
Leche agria	Ácido láctico
Jugo gástrico	Ácido clorhídrico
Vinagre	Ácido acético
Vitamina C	Ácido ascórbico
Bases	
Limpiador para el drenaje	Hidróxido de sodio
Leche de magnesia	Hidróxido de magnesio
Mortero y yeso	Hidróxido de calcio
Limpiador de ventanas	Disolución de amoniaco

Por el contrario, las *bases*:

- ✔ *Tienen sabor amargo cuando se disuelven en agua.* La leche de magnesia [$Mg(OH)_2$] tiene un sabor algo amargo que se disimula a veces con el sabor a menta.
- ✔ *Consistencia jabonosa o resbaladiza al tacto cuando se disuelven en agua.*
- ✔ *El papel tornasol rojo lo cambian a color azul.*
- ✔ *Neutralizan los ácidos.*

Aunque estas propiedades son útiles para ayudarnos a reconocer si las sustancias son ácidas o básicas, es preferible definir estas sustancias de acuerdo con sus propiedades químicas.

Definición de Arrhenius

Uno de los primeros intentos por dar una definición fue hecho por Svante August Arrhenius (1859-1927), químico y físico sueco. En 1884, Arrhenius propuso definiciones de los ácidos y las bases que estaban relacionadas con los *iones* que unos y otras liberan cuando se disuelven en agua. Así, definió un **ácido** como una sustancia que libera *iones hidrógeno* (H^+) cuando se disuelven en agua. De acuerdo con esta definición, los ejemplos comunes de los ácidos incluyen el ácido nítrico (HNO_3) y el ácido acético ($HC_2H_3O_2$). Por el contrario, Arrhenius definió una **base** como una sustancia que libera *iones hidróxido* (OH^-) cuando se disuelve en agua. Los ejemplos comunes de bases son el hidróxido de sodio (NaOH) y el hidróxido de calcio [$Ca(OH)_2$].

Ácido (definición de Arrhenius) Cualquier sustancia que libera iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelve en agua.

Base (definición de Arrhenius) Cualquier sustancia que libera iones hidróxido (OH^-) cuando se disuelve en agua.

De acuerdo con la definición de Arrhenius, las bases son compuestos iónicos que se forman con un catión y uno o más iones hidróxido. Cuando se disuelve la base en agua, los iones se liberan para producir iones hidróxido en disolución. En contraste, los ácidos son compuestos covalentes que no contienen iones hidrógeno. Los ácidos liberan iones hidrógeno en la disolución debido a un rompimiento de un enlace covalente entre un hidrógeno y algún otro átomo. El ion hidrógeno se asocia luego con las moléculas de agua para formar lo que se conoce como un *ion hidrógeno acuoso o ion hidronio*. A este ion se le designa por lo común como $H^+(ac)$ o H_3O^+. Estos términos se utilizan para describir los iones hidrógeno producidos por un ácido en disolución acuosa. La naturaleza opuesta de los ácidos y las bases es la razón por la que estas sustancias se neutralizan entre sí.

Ejercicio de estudio 15.1

Clasifique cada una de las siguientes sustancias como un ácido o una base, de acuerdo con la teoría de Arrhenius.

a. $H_2C_2O_4(ac)$ (ácido) **b.** $Cu(OH)_2(ac)$ (base)

Resuelva el problema 6.

Definición de Brønsted-Lowry

Las definiciones de Arrhenius de los ácidos y las bases se limitan a las disoluciones que se preparan utilizando agua como disolvente. En 1923, Johannes N. Brønsted (1879-1947), químico danés, y Thomas M. Lowry (1874-1936), químico inglés, propusieron en forma independiente definiciones más generales para los ácidos y las bases. El concepto de Brønsted-Lowry define un **ácido** como una sustancia que puede dar o donar un ion hidrógeno o *protón* a otra sustancia, y una **base** como cualquier sustancia que es capaz de recibir o de aceptar un ion hidrógeno o *protón* de otra sustancia. En términos sencillos, un *ácido* es un *donador de protones* y una *base* es un *receptor de protones*. Cualquier sustancia que es un ácido o base de Arrhenius también es un ácido o base de Brønsted-Lowry. Sin embargo,

Ácido (definición de Brønsted-Lowry) Sustancia que puede ceder un protón (H^+) a alguna otra sustancia.

Base (definición de Brønsted-Lowry) Cualquier sustancia capaz de recibir o aceptar un protón (H^+) de alguna otra sustancia.

las definiciones de Brønsted-Lowry son válidas sin importar el disolvente que se utilice para preparar la disolución de un ácido o una base. De acuerdo con el concepto Brønsted-Lowry, tanto los *iones* como *las moléculas sin carga* pueden ser ácidos o bases.

Algunos ejemplos pueden ayudarnos a ilustrar este concepto. En las siguientes ecuaciones, la moléculas de HCl y HNO_3 se comportan como ácidos de Brønsted-Lowry donando los protones a una molécula de agua, que actúa como una base cuando acepta un protón.

$$HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(ac) + Cl^-(ac) \quad (15.1)$$

$$HNO_3(l) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(ac) + NO_3^-(ac) \quad (15.2)$$

El agua no siempre actúa como una base:

$$NH_3(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(ac) + OH^-(ac) \quad (15.3)$$

En este caso el agua se está comportando como un ácido de Brønsted-Lowry puesto que dona un protón a una molécula de amoniaco (NH_3) en una reacción que se desplaza de izquierda a derecha. Si consideramos la *reacción inversa* (una reacción que se desplaza de derecha a izquierda) entonces el ion amonio actúa como un ácido y el ion hidróxido como una base.

Una flecha doble ($\rightleftharpoons$) indica que no todos los reactivos reaccionarán para dar productos. En la ecuación (15.3), la flecha superior es más corta que la flecha inferior debido a que son más las moléculas de reactivos que las moléculas de producto cuando la reacción está en equilibrio. Si la flecha superior fuera más larga que la flecha inferior, esto significaría que hay más moléculas de producto que moléculas de reactivo cuando la reacción se encuentra en equilibrio.

Algunas sustancias, por ejemplo el agua, son capaces de comportarse como un ácido *o* una base de Brønsted-Lowry. Estas sustancias se llaman *sustancias anfóteras* (*amphi* significa "de ambos tipos"). Una **sustancia anfótera** o **anfolito** es una sustancia que puede actuar como ácido o como base, según sea la naturaleza de la disolución. El agua se comporta como una base (receptor de protones) con el cloruro de hidrógeno [ecuación (15.1)] y como un ácido con el amoniaco [ecuación (15.3)]. Ciertos iones como el sulfato ácido (HSO_4^-) y el carbonato ácido (HCO_3^-), son anfolitos puesto que pueden donar y aceptar un protón.

Sustancia anfótera o anfolito Cualquier sustancia que puede actuar como ácido o base dependiendo de la naturaleza de la disolución; el agua es la sustancia anfótera mejor conocida.

En cualquier reacción ácido-base o de transferencia de protones, tanto el ácido como la base se encuentran en el lado de los reactivos y de los productos en la ecuación. Por ejemplo,

$$\underset{\text{ácido 1}}{HC_2H_3O_2(ac)} + \underset{\text{base 2}}{H_2O(l)} \rightleftharpoons \underset{\text{ácido 2}}{H_3O^+(ac)} + \underset{\text{base 1}}{C_2H_3O_2^-(ac)} \quad (15.4)$$

Daremos nombres especiales al ácido (ácido 2) y la base (base 1) que se encuentra en el lado de los productos. El ácido 2 se llama *ácido conjugado*. Un **ácido conjugado** es la sustancia que se forma cuando se adiciona un protón (H^+) a su base. La base y el ácido conjugado de esta reacción son H_2O y H_3O^+ respectivamente. A este *par* se le llama ácido-base *conjugado*. La base 1 se llama *base conjugada*. Una **base conjugada** es la sustancia que se forma cuando se elimina un protón (H^+) de su ácido. El ácido y la base conjugada en esta reacción son $HC_2H_3O_2$ y $C_2H_3O_2^-$, respectivamente. A este par se le llama ácido-base conjugado.

Ácido conjugado Especies que se forman cuando se añade un protón (H^+) a su base.

Base conjugada Especies que se forman cuando se elimina un protón (H^+) de su ácido.

Ejercicio de estudio 15.2

Clasifique cada una de las siguientes sustancias como ácido, base o anfolito de acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry.

a. $H_2PO_4^-$ (anfolito) **b.** PO_4^{3-} (base)

Ejercicio de estudio 15.3
A partir de la siguiente ecuación, identifique el ácido conjugado y la base conjugada.

$$HCl(ac) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(ac) + Cl^-(ac)$$

Resuelva los problemas 7 y 8.

(ácido conjugado, H_3O^+; base conjugada, Cl^-)

15.2 La fuerza de los ácidos y las bases

Ácidos diferentes pueden tener muy distintas capacidades para donar un protón a otra molécula o ion. De la misma manera que algunas personas son más fuertes que otras, algunos ácidos son más fuertes que otros ácidos. Por ejemplo, piense en las diferencias que hay entre el ácido clorhídrico (HCl) y el ácido acético ($HC_2H_3O_2$). Los experimentos revelan un protón a una molécula de agua. Por el contrario, muy pocas moléculas de ácido acético han logrado esta transferencia en una disolución de ácido acético. Para indicar esta situación, en las ecuaciones 15.5 y 15.6 se utilizan flechas de tamaños diferentes o en una sola dirección:

$$HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(ac) + Cl^-(ac) \quad (15.5)$$

$$HC_2H_3O_2(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + C_2H_3O_2^-(ac) \quad (15.6)$$

El ácido clorhídrico es un *ácido fuerte* porque es muy efectivo en la transferencia de un protón al agua, mientras que el ácido acético es un *ácido débil* porque es mucho menos capaz de hacer la transferencia.

De la misma manera, también hay bases fuertes y débiles. Las *bases fuertes* se disuelven en agua para dar disoluciones con altas concentraciones de OH^-. Las *bases débiles* se disuelven en agua y generan sólo concentraciones modestas de iones hidróxido en disolución.

$$NaOH(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+(ac) + OH^-(ac) \quad (15.7)$$

$$NH_3(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(ac) + OH^-(ac) \quad (15.8)$$

Las bases fuertes más conocidas son compuestos solubles de hidróxido, por ejemplo, el hidróxido de sodio y el hidróxido de potasio. La clase de bases débiles más importante incluye los compuestos que contienen nitrógeno semejantes al amoniaco. Como ya se mencionó, la transferencia de un protón del agua a la molécula de amoniaco genera el ion hidróxido. Las flechas de equilibrio indican que sólo se forman pequeñas cantidades de iones como producto. Así, el amoniaco es una base débil.

¿Cómo saber si un compuesto común es un ácido fuerte o débil o si es una base fuerte o débil? Sólo hay algunos (6) ácidos fuertes y algunas (8) bases fuertes comunes. *Casi todos los demás ácidos o bases son relativamente débiles.* En la tabla 15.2 se enumeran los ácidos y bases fuertes.

Ejercicio de estudio 15.4
Clasifique cada una de las siguientes sustancias como un ácido fuerte, un ácido débil, una base fuerte o una base débil.

a. disolución de ácido oxálico ($H_2C_2O_4$) (ácido débil)
b. disolución de hidróxido de bario [$Ba(OH)_2$] (base fuerte)

Resuelva los problemas 9 y 10.

TABLA 15.2 Resumen de ácidos y bases fuertes

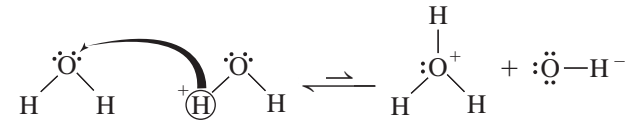
ÁCIDOS FUERTES	BASES FUERTES
H_2SO_4 (ácido sulfúrico)	Hidróxidos del grupo IA (1)
HCl (ácido clorhídrico)	LiOH (hidróxido de litio)
HBr (ácido bromhídrico)	NaOH (hidróxido de sodio)
HI (ácido yodhídrico)	KOH (hidróxido de potasio)
HNO_3 (ácido nítrico)	RbOH (hidróxido de rubidio)
$HClO_4$ (ácido perclórico)	CsOH (hidróxido de cesio)
	Hidróxidos del grupo IIA (2)
	(*sólo* los siguientes)
	$Ca(OH)_2$ (hidróxido de calcio)
	$Sr(OH)_2$ (hidróxido de estroncio)
	$Ba(OH)_2$ (hidróxido de bario)

15.3 Formación de iones en disoluciones acuosas

Hemos definido los ácidos y bases fuertes y débiles en términos de su comportamiento en el agua. El agua es un excelente disolvente para la formación de iones. Diversos procesos que producen iones en disolución son procesos ácido-base. En realidad, la química ácido-base que ocurre en estos cuerpos tiene lugar en un sistema acuoso. Las reacciones de transferencia de protones en disoluciones acuosas son también las mejor comprendidas de los procesos ácido-base. Así, la formación de iones en disoluciones acuosas merece una revisión más detallada.

Ionización del agua

Como ya mencionamos, el agua puede actuar como un ácido o una base de Brønsted-Lowry y, por lo tanto, es *un anfolito*. Podríamos esperar que el agua reaccionara consigo misma para formar H_3O^+ y OH^-, como se muestra en la siguiente ecuación:



(15.9)

agua actuando como una base Brønsted-Lowry | agua actuando como un ácido Brønsted-Lowry | ion hidrógeno acuoso o ion hidronio | ion hidróxido

En esta reacción de *autoionización*, el agua reacciona consigo misma para crear hidrógeno acuoso o iones hidronio y iones hidróxido. ¿Cuál es la importancia de esta reacción de ionización? Como se sugiere a través de las flechas desiguales en la ecuación, el efecto es pequeño, pero puede medirse. Los experimentos que miden las concentraciones de iones en agua pura muestran que a 25°C hay 1×10^{-7} mol/L de iones hidrógeno y 1×10^{-7} mol/L de iones hidróxido. Análisis adicionales revelan que en cualquier disolución acuosa el producto de la concentración de iones hidrógeno en mol/L y la concentración de iones hidróxido en mol/L es igual a una *constante,* a la que llamaremos K_w. La constante K_w es denominada *constante del producto iónico* del agua, y tiene un valor de 1×10^{-14} (mol^2/L^2)

a 25°C. La constante no tiene unidades, pero hemos colocado unidades cerca del valor de la constante para su conveniencia en la resolución de problemas. Estas "unidades convenientes" estarán entre *paréntesis.* Para cualquier disolución acuosa a 25°C.

$$[H^+][OH^-] = K_w = 1 \times 10^{-14}\ (\text{mol}^2/\text{L}^2) \qquad (15.10)$$

En esta ecuación, los corchetes representan la concentración en mol/L de la sustancia cuya fórmula se encuentra dentro de los paréntesis. Los cambios en la concentración del ion hidrógeno dan como resultado un cambio correspondiente en la concentración del ion hidróxido, de tal forma que el producto de estas concentraciones en cualquier disolución acuosa a 25°C siempre será igual a la constante K_w, $1 \times 10^{-14}\ (\text{mol}^2/\text{L}^2)$.

Si una disolución tiene una concentración de *ion hidrógeno* mayor (es decir, si su exponente negativo es más pequeño) que 10^{-7} mol/L (es decir, hay más iones hidrógeno que iones hidróxido), la disolución se denomina *ácida*. Si la concentración de *ion hidróxido* es *mayor* que 10^{-7} mol/L o la concentración de *ion hidrógeno* es *menor* (tiene un exponente negativo mayor), la disolución se llama *básica*. Si la concentración de ion hidrógeno en mol/L $[H^+]$ y la concentración de ion hidróxido en mol/L $[OH^-]$ son iguales a 1×10^{-7} mol/L, la disolución es neutra. Es decir,

$[H^+] > 1 \times 10^{-7}$ mol/L	disolución *ácida*
$[OH^-] > 1 \times 10^{-7}$ mol/L o $[H^+] < 1 \times 10^{-7}$ mol/L	disolución *básica*
$[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$ mol/L	disolución *neutra*

Clave del estudio: Observe que cuando el $[H^+]$ es mayor que 1.0×10^{-7} *M* el $[OH^-]$ debe ser menor que 1.0×10^{-7} *M*, y viceversa.

Los refrescos carbonatados tienen una concentración aproximada de ion hidrógeno de 1×10^{-4} mol/L; por tanto, son ácidos. La leche de magnesia, un antiácido y laxante, tiene una concentración de ion hidrógeno de aproximadamente 1×10^{-10} mol/L; por tanto es básica.

Disociación y ionización

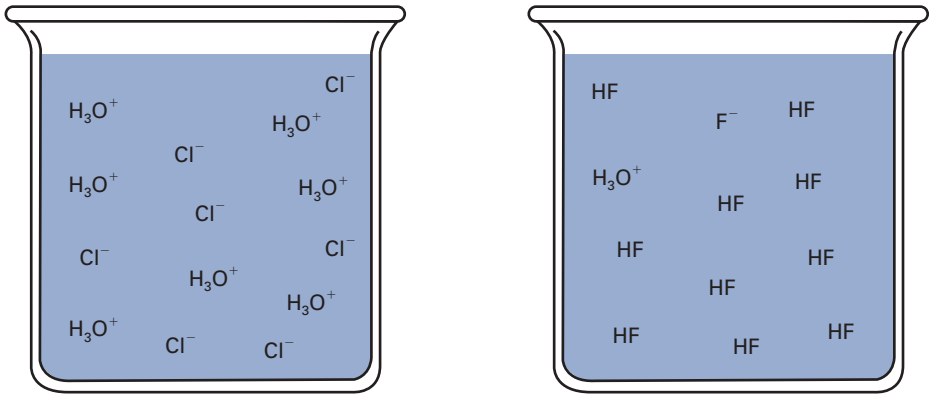
Además de la autoionización, el agua también desempeña un papel en la ionización de muchos otros compuestos. Como ya hemos visto, algunas sustancias cuando se disuelven en el agua forman iones. Este proceso de formación de iones a partir de los compuestos puede ocurrir en dos formas fundamentalmente diferentes. Una implica la formación de iones a partir de compuestos *iónicos*, mientras que la otra comprende la formación de iones a partir de compuestos *covalentes*.

Un compuesto iónico es un sólido formado por iones positivos y negativos llamados cationes y aniones, respectivamente. Los iones *ya existen* como resultado de la formación de un enlace iónico como se describió en la sección 6.4. Cuando esta sustancia se disuelve en agua, los cationes y los aniones simplemente se separan de su posición estrecha en el estado cristalino para producir iones separados en disolución, los que se hidratan con las moléculas de agua altamente polares. Este proceso, la **disociación**, se refiere a la separación de los iones en los *compuestos iónicos* mediante la acción del disolvente. Por ejemplo,

Disociación Proceso que ocurre cuando las sustancias iónicas se separan en iones por acción del disolvente.

$$(Na^+OH^-)(s) \xrightarrow{\text{en } H_2O(l)} Na^+(ac) + OH^-(ac) \qquad (15.11)$$

$$(Na^+Cl^-)(s) \xrightarrow{\text{en } H_2O(l)} Na^+(ac) + Cl^-(ac) \qquad (15.12)$$



$HCl(ac) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(ac) + Cl^-(ac)$

HCl acuoso—un ácido fuerte

(a)

$HF(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + F^-(ac)$

HF acuoso—un ácido débil

(b)

FIGURA 15.1
Proceso de disociación en los ácidos débiles y fuertes. (a) Ácido clorhídrico, un ácido completamente disociado; (b) ácido fluorhídrico, un ácido parcialmente disociado.

Los iones ya existen en el hidróxido de sodio y en el cloruro de sodio, y el proceso de disociación dispersa estos iones por toda la disolución.

Al contrario, la **ionización** es el proceso mediante el cual los *compuestos covalentes* se disuelven para producir iones en disolución acuosa. Durante la ionización se rompe un enlace covalente y se generan un catión y un anión. Después, estos iones se hidratan con las moléculas de agua. Un ejemplo de ionización es la reacción que ocurre cuando el cloruro de hidrógeno gaseoso (HCl) se disuelve en agua para dar ácido clorhídrico:

Ionización Proceso en el que se disuelve un compuesto covalente para producir iones en disolución acuosa.

$$H{-}Cl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(ac) + Cl^-(ac) \qquad (15.13)$$

Observe que no hay iones en el HCl *gaseoso.* Los iones se forman cuando se rompe el enlace covalente H—Cl y se transfiere un protón (H^+) a una molécula de agua.

No todas las sustancias con enlaces covalentes sufren ionización. Los ácidos fuertes se disocian completamente cuando se disuelven en agua, pero los ácidos débiles se ionizan y disocian sólo parcialmente (como se indica con las flechas de tamaño desigual), como cuando el ácido acético y el fluorhídrico (ambos ácidos débiles) se disuelven en agua. Relativamente pocas moléculas de ácido acético y de ácido fluorhídrico reaccionan para formar iones:

$$H{-}C_2H_3O_2(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + C_2H_3O_2^-(ac) \qquad (15.14)$$

$$H{-}F(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + F^-(ac) \qquad (15.15)$$

Clave del estudio: Note la diferencia entre ionización y disociación. La *ionización* es la formación de iones a partir de un compuesto *covalente* (HCl); la *disociación* es la separación de iones a partir de un compuesto iónico (sólidos cristalinos) *formados* por iones (Na^+, Cl^-).

En la figura 15.1 se resume la diferencia entre una disolución de un ácido que se disocia completamente (HCl, ácido fuerte) y un ácido que se disocia parcialmente (HF, ácido débil).

15.4 Reacciones de ácidos y bases

Los ácidos y las bases reaccionan con otras sustancias de tres maneras generales con las que ya estamos familiarizados: (1) reacciones de ácidos con metales, (2) reacciones de bases con una sal para formar compuestos insolubles y (3) reacciones de bases con ácidos (reacciones de neutralización).

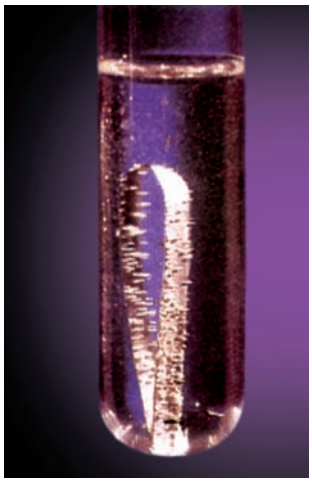


FIGURA 15.2
Cuando entra en contacto magnesio metálico con ácido clorhídrico se libera gas hidrógeno.

Reacciones de ácidos con metales

La reacción entre un metal y un ácido es una reacción de sustitución única (véase la sección 9.8). Los ácidos reaccionan con *todos* los metales que se encuentran por *arriba* del hidrógeno en la serie electromotriz (o de actividad) para liberar (desprender) gas hidrógeno. Por ejemplo,

$$Mg(s) + 2\ HCl(ac) \rightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g) \qquad (15.16)$$

$$2\ Al(s) + 6\ HCl(ac) \rightarrow 2\ AlCl_3(ac) + 3\ H_2(g) \qquad (15.17)$$

La primera reacción se ilustra en la figura 15.2. La segunda, sugiere la razón por la que en las hojas de aluminio aparecen agujeros cuando se las utiliza para cubrir las charolas de lasaña durante el horneado. Los tomates contienen diferentes sustancias ácidas, en mayor cantidad el ácido cítrico ($H_3C_6H_5O_7$). El ácido cítrico reacciona lentamente con la hoja de aluminio a temperaturas elevadas para disolver éste y producir los agujeros en la hoja.

Por el contrario, los ácidos *no* reaccionan con los metales que se encuentran debajo del hidrógeno en la serie electromotriz (o de actividad) (Cu, Hg, Ag y Au). En consecuencia, en las tuberías se prefiere el uso de tubos de cobre en lugar de tubos de hierro.

Ejercicio de estudio 15.5
Complete y balancee las siguientes ecuaciones de la reacción entre un ácido y un metal:
a. ácido acético + zinc metálico →

$$[2\ HC_2H_3O_2(ac) + Zn(s) \rightarrow Zn(C_2H_3O_2)_2(ac) + H_2(g)]$$

b. ácido acético + aluminio metálico →

$$[6\ HC_2H_3O_2(ac) + 2\ Al(s) \rightarrow 2\ Al(C_2H_3O_2)_3(ac) + 3\ H_2(g)]$$

Resuelva el problema 11.

FIGURA 15.3
Cuando se agrega una base a las disoluciones de sales de hierro(III), precipita hidróxido de hierro(III) de la disolución.

Reacciones de bases para formar compuestos insolubles

La reacción entre una base y un catión metálico para formar un compuesto insoluble es una reacción de sustitución doble (véase la sección 9.9). La aplicación de las reglas para la solubilidad de sustancias inorgánicas en agua (véase la sección 9.9 o la portada posterior de este libro) muestra cuándo esta reacción se llevará a cabo.

$$Al(NO_3)_3(ac) + 3\ NaOH(ac) \rightarrow Al(OH)_3(s) + 3\ NaNO_3(ac) \qquad (15.18)$$

$$Fe(NO_3)_3(ac) + 3\ KOH(ac) \rightarrow Fe(OH)_3(s) + 3\ KNO_3(ac) \qquad (15.19)$$

La herrumbre rojiza que emerge de las tuberías de hierro para el agua, rara vez utilizadas, es hidróxido de hierro(III), que resulta de la reacción entre los iones hierro(III) y los iones hidróxido (véase la figura 15.3).

Ejercicio de estudio 15.6
Complete y balancee las siguientes ecuaciones de la reacción entre una base y una sal para dar un compuesto insoluble:
a. hidróxido de sodio + acetato de cobre(II)→

$$[2\ NaOH(ac) + Cu(C_2H_3O_2)_2(ac) \rightarrow Cu(OH)_2(s) + 2\ NaC_2H_3O_2(ac)]$$

b. hidróxido de potasio + acetato de cromo(III) →

$$[3\ KOH(ac) + Cr(C_2H_3O_2)_3(ac) \rightarrow Cr(OH)_3(s) + 3\ KC_2H_3O_2(ac)]$$

Resuelva el problema 12.

Reacciones de neutralización y titulaciones

Hasta ahora, la reacción más común de ácidos y bases es la reacción de neutralización (véase la sección 9.10). La neutralización de un ácido con una base da como resultado la transferencia de un protón del ácido a la base. Esta transferencia de protón o reacción ácido-base es uno de los procesos químicos más comunes. En su forma más sencilla, un ácido fuerte transfiere un protón a un ion hidróxido para dar una sal y agua, como sigue:

$$\underset{\text{ácido fuerte}}{HCl(ac)} + \underset{\text{base fuerte}}{NaOH(ac)} \rightarrow \underset{\text{sal}}{NaCl(ac)} + \underset{\text{agua}}{H_2O(l)} \qquad (15.20)$$

Además, los ácidos débiles, como es el ácido acético ($HC_2H_3O_2$), reaccionan con las bases fuertes, mientras que las bases débiles, por ejemplo el amoniaco (NH_3), reaccionan con los ácidos fuertes.

$$\underset{\text{ácido débil}}{HC_2H_3O_2(ac)} + \underset{\text{base fuerte}}{NaOH(ac)} \rightarrow \underset{\text{sal}}{NaC_2H_3O_2(ac)} + \underset{\text{agua}}{H_2O(l)} \qquad (15.21)$$

$$\underset{\text{ácido fuerte}}{HCl(g \text{ o } ac)} + \underset{\text{base débil}}{NH_3(g \text{ o } ac)} \rightarrow \underset{\text{sal}}{NH_4Cl(s) \text{ o } NH_4^+(ac)} + Cl^-(ac) \qquad (15.22)$$

No siempre es el agua *producto* en una reacción de neutralización. En la reacción anterior entre el amoniaco y el ácido clorhídrico, el *amoniaco* es el *receptor de protones* y el producto es la sal, cloruro de amonio (NH_4Cl) (véase la figura 15.4).

Ejercicio de estudio 15.7

Complete y balancee las siguientes ecuaciones de la reacción entre un ácido y una base:

a. hidróxido de potasio + ácido bromhídrico →

[$KOH(ac) + HBr(ac) \rightarrow KBr(ac) + H_2O(l)$]

b. hidróxido de potasio + ácido fosfórico →

(*Sugerencia:* Reaccionan los tres hidrógenos del ácido fosfórico).

[$3\ KOH(ac) + H_3PO_4(ac) \rightarrow K_3PO_4(ac) + 3\ H_2O(l)$]

Resuelva el problema 13.

En un proceso que se llama *titulación*, podemos utilizar la relación estequiométrica entre un ácido y una base en una reacción de neutralización. La **titulación** es un procedimiento que permite determinar la concentración de un ácido o una base mediante la adición de una base o un ácido de concentración conocida. Por ejemplo, si agregamos suficiente cantidad de una base de concentración conocida para neutralizar *exactamente* una determinada cantidad original de ácido, podemos utilizar la estequiometría para determinar la concentración original del ácido. El punto en el cual hemos neutralizado exactamente la sustancia original

Titulación Procedimiento para determinar la concentración de un ácido o una base en disolución, por medio de la adición de una base o un ácido de concentración *conocida.*

FIGURA 15.4
Las reacciones ácido-base pueden ocurrir en la fase gaseosa. El HCl gaseoso reacciona con el NH_3 gaseoso para formar una nube blanca de NH_4Cl sólido.

TABLA 15.3 **Cambios de color de los indicadores**

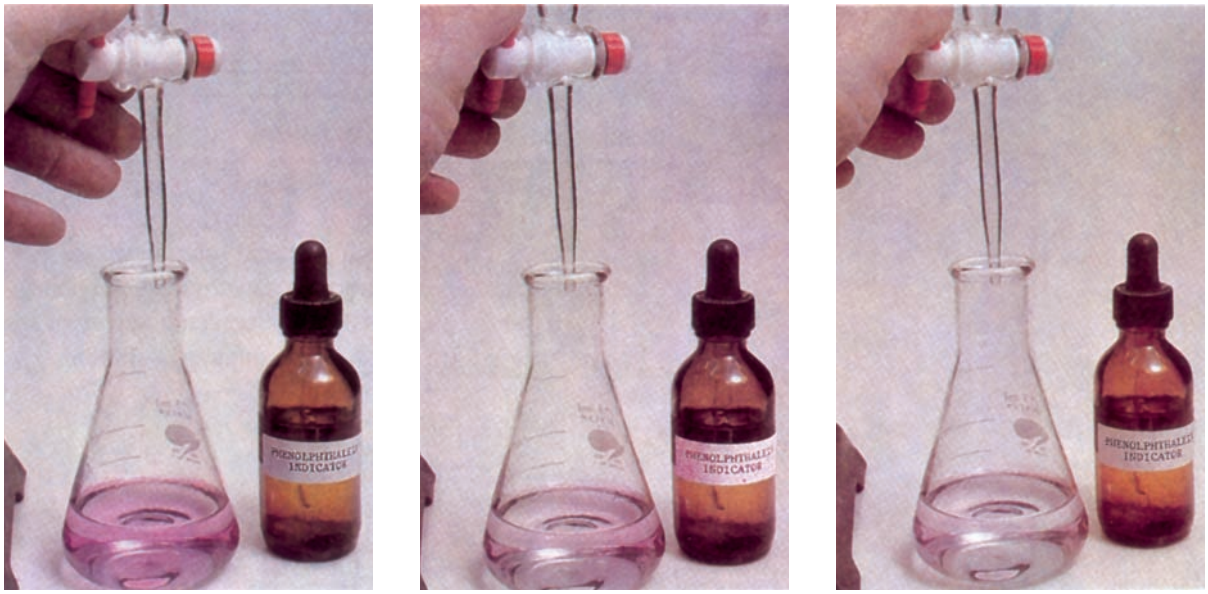
INDICADOR	pH EN EL CUAL OCURRE EL CAMBIO DE COLOR[a]	COLOR DE LA FORMA ÁCIDA DEL INDICADOR	COLOR DE LA FORMA BÁSICA DEL INDICADOR
Fenolftaleína	8.2	Incoloro	Rojo
Anaranjado de metilo	3.8	Rojo	Amarillo
Rojo de metilo	4.5	Rojo	Amarillo
Azul de bromotimol	6.5	Amarillo	Azul

[a] La elección de un indicador depende del pH (véase la sección 15.5) de la disolución acuosa de la especie que se forma en el punto de equivalencia.

Punto de equivalencia Durante la titulación, el punto en el que se neutraliza exactamente un ácido o una base.

Punto final En una titulación ácido-base, el momento en el que el indicador cambia de color.

se conoce como **punto de equivalencia.** En este punto, *el número de moles de la base o el ácido que se adiciona es exactamente suficiente para neutralizar el ácido o base original.* En una titulación ácido-base, el punto en el cual el indicador cambia de color se llama **punto final**.* Véase la figura 15.5 que muestra una titulación real.



(a) (b) (c)

FIGURA 15.5
Titulación de una disolución de hidróxido de sodio de concentración conocida. El procedimiento es como sigue: (a) medir en un matraz Erlenmeyer una cantidad de la disolución de hidróxido de sodio cuya concentración se desconoce; (b) añadir a esta disolución de una a dos gotas de fenoftaleína (un indicador) para colorear de rosa la disolución; (c) agregar desde una bureta una disolución de ácido clorhídrico cuya concentración se conoce hasta que el color rosa se desvanezca y en el punto final quede la disolución incolora. (Dr. E. R. Degginger).

*Un indicador se selecciona de acuerdo al pH de la disolución en el punto de equivalencia.

Veamos los siguientes ejemplos.

EJEMPLO 15.1 En la titulación de 30.00 mL de una disolución de hidróxido de sodio de concentración desconocida, se necesitaron 45.20 mL de ácido clorhídrico 0.100 *M* para neutralizar la disolución de hidróxido de sodio hasta el punto final con fenolftaleína. Calcule la molaridad de la disolución de hidróxido de sodio.

RESULTADO Al igual que en los problemas de estequiometría, lo primero que debemos saber es cuál es la ecuación balanceada:

$$HCl(ac) + NaOH(ac) \rightarrow NaCl(ac) + H_2O(l)$$

En seguida, aplicamos el procedimiento de estequiometría (capítulo 10) y las unidades de molaridad (sección 14.8) para calcular los moles de hidróxido de sodio que se neutralizaron con 45.2 mL de ácido clorhídrico 0.100 *M*:

$$45.20 \text{ mL disolución} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{0.100 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}} \times \underbrace{\frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}}}_{\text{según la ecuación balanceada}} = 0.00452 \text{ mol NaOH}$$

Por último, calculamos la concentración de la disolución de hidróxido de sodio en moles por litro a partir de los 30 mL de disolución que se utilizaron:

$$\frac{0.00452 \text{ mol NaOH}}{30.00 \text{ mL disolución}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = \frac{0.151 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L disolución}} = 0.151 \, M \quad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 15.2 El amoniaco de uso doméstico es una disolución diluida de amoniaco en agua. Al titular 2.00 mL de amoniaco casero, se necesitaron 34.9 mL de ácido clorhídrico 0.110 *M* para neutralizar la disolución hasta el punto final con rojo de metilo. Calcule: (a) la molaridad y (b) el porcentaje de la disolución de amoniaco diluida (densidad de la disolución = 0.985 g/mL).

RESULTADO

a. Calcule la molaridad del NH_3. La ecuación es:

$$NH_3(ac) + HCl(ac) \rightarrow NH_4Cl(ac)$$

Los moles de NH_3 son

$$34.90 \text{ mL disolución} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{0.110 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}} \times \underbrace{\frac{1 \text{ mol NaH}_3}{1 \text{ mol HCl}}}_{\text{según la ecuación balanceada}} = 0.00384 \text{ mol NH}_3$$

y la molaridad de la disolución de NH_3 es

$$\frac{0.00384 \text{ mol NH}_3}{2.00 \text{ mL disolución}} \times \frac{100 \text{ mL}}{11} = \frac{1.92 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ L disolución}} = 1.92 \, M \quad \textit{Respuesta}$$

b. Calcule el porcentaje de amoniaco utilizando la densidad de la disolución igual a 0.985 g/mL y la masa molar del amoniaco = 17.0 g.

$$\frac{1.92\ \cancel{\text{mol NH}_3}}{1\ \cancel{\text{L disolución}}} \times \frac{17.0\ \text{g NH}_3}{1\ \cancel{\text{mol NH}_3}} \times \frac{1\ \cancel{L}}{1000\ \cancel{\text{mL}}} \times \frac{1\ \cancel{\text{mL disolución}}}{0.985\ \text{g disolución}} \times 100 \quad \textit{Respuesta}$$

$$= 3.31\%\text{NH}_3$$

EJEMPLO 15.3

El carbonato de sodio puro se utiliza como patrón para determinar la molaridad de un ácido. Si se disuelven en agua 0.875 g de carbonato de sodio puro y la disolución se titula con 35.6 mL de ácido clorhídrico hasta el punto final con anaranjado de metilo, calcule la molaridad de la disolución de ácido clorhídrico. (*Sugerencia:* El punto final detectado con anaranjado de metilo lleva el ion carbonato a dióxido de carbono).

RESULTADO Ecuación:

$$\text{Na}_2\text{CO}_3(s) + 2\ \text{HCl}(ac) \rightarrow 2\ \text{NaCl}(ac) + \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$$

Moles de HCl (la masa molar del Na_2CO_3 es 106.0 g):

$$0.875\ \cancel{\text{g Na}_2\text{CO}_3} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol Na}_2\text{CO}_3}}{106.0\ \cancel{\text{g Na}_2\text{CO}_3}} \times \underbrace{\frac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \cancel{\text{mol Na}_2\text{CO}_3}}}_{\text{según la ecuación balanceada}} = 0.0165\ \text{mol HCl}$$

La molaridad del HCl es:

$$\frac{0.0165\ \text{mol HCl}}{35.60\ \cancel{\text{mL disolución}}} \times \frac{1000\ \cancel{\text{mL}}}{1\ \text{L}} = \frac{0.463\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L disolución}} = 0.463\ M \quad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 15.8

Para la titulación de una disolución de hidróxido de sodio de concentración desconocida se necesitaron 30.20 mL de ácido clorhídrico 0.100 *M* para neutralizar 25.00 mL de hidróxido de potasio hasta el punto final con fenolftaleína. Calcule la molaridad de la disolución de hidróxido de potasio. (0.121 *M*)

Resuelva los problemas del 14 al 20.

Un método alternativo para resolver estos problemas es utilizar las definiciones de normalidad y de equivalentes. En las titulaciones ácido-base, el número de equivalentes de ácido es igual al número de equivalentes de base.

$$\text{equivalentes (eq) A} = \text{equivalentes (eq) B} \qquad (15.23)$$

Este enunciado viene de nuestra definición de *un* equivalente (véase la sección 14.9) de un ácido o de una base que aporta 1 mol (6.02×10^{23}) de iones hidrógeno (si es un ácido) o 1 mol (6.02×10^{23}) de iones hidróxido (si es una base). Por esta razón, *un equivalente de cualquier ácido se combinará exactamente con un equivalente de cualquier base.*

Puesto que la cantidad de equivalentes de un ácido o de una base es igual al volumen de la disolución (en litros) por la normalidad (en equivalentes por litro), podemos escribir esta ecuación como sigue

$$\boxed{V_{\text{ácido}} \cdot N_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \cdot N_{\text{base}}} \qquad (15.24)$$

donde $V_{ácido}$ y V_{base} son los volúmenes (en litros) del ácido y la base, respectivamente, y $N_{ácido}$ y V_{base} son las normalidades de las disoluciones ácidas y básicas, respectivamente. Ahora podemos utilizar esta expresión para resolver problemas de titulación en los que intervienen ácidos y bases.

EJEMPLO 15.4 En la titulación de 34.50 mL de disolución de hidróxido de sodio de concentración desconocida, se necesitaron 27.50 mL de ácido sulfúrico 0.100 *N* para neutralizar la disolución de hidróxido de sodio en reacciones en las que reaccionaron ambos iones hidrógeno del ácido sulfúrico. Calcule: (a) la normalidad, y (b) la molaridad de la disolución de hidróxido de sodio.

RESULTADO

a. Los volúmenes del ácido ($V_{ácido}$) y de la base (V_{base}) son 27.50 mL (0.02750 L) y 34.50 mL (0.03450 L), respectivamente. Podemos calcular la normalidad de la base a partir de la normalidad del ácido ($N_{ácido}$ = 0.100 *N*), como se muestra a continuación:

$$V_{ácido} \cdot N_{ácido} = V_{base} \cdot N_{base}$$

$$(0.02750 \cancel{L}) \frac{0.100 \text{ eq}}{1.000 \cancel{L}} = (0.3450 \text{ L})\,(N_{base})$$

$$N_{base} = \frac{(0.02750)\,(0.100) \text{ eq}}{0.03450 \text{ L}}$$

$$= 0.0797 \text{ eq/L} = 0.0797\ N \qquad \textit{Respuesta}$$

b. En el hidróxido de sodio (NaOH) sólo hay un ion hidróxido. Por tanto, sólo hay un equivalente por mol de hidróxido de sodio (véase la sección 14.9, Relación de la molaridad a la normalidad). El cálculo de la molaridad es como sigue

$$\frac{0.0797 \cancel{\text{eq NaOH}}}{1 \text{ L disolución}} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \cancel{\text{eq Na OH}}} \times \frac{0.0797 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L disolución}} = 0.0797\ M \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 15.9

En la titulación de 20.00 mL de una disolución de hidróxido de potasio de concentración desconocida, se necesitaron 28.50 mL de una disolución de ácido clorhídrico 0.110 *N* para neutralizar la disolución de hidróxido de potasio. Calcule: (a) la normalidad, y (b) la molaridad de la disolución de hidróxido de potasio. [(a) 0.157 *N*; (b) 0.157 *M*]

Resuelva los problemas 21 y 22.

15.5 pH y pOH

Si deseamos manejar las disoluciones de ácidos y bases de una manera más cuantitativa, necesitaremos conocer las concentraciones reales de $[H^+]$ y $[OH^-]$ en estas disoluciones. Esas concentraciones pueden ser muy pequeñas, por lo que suelen expresarse utilizando números "p", que se basan en logaritmos y se definen para cualquier concentración *C* mediante la siguiente ecuación:

$$pC = -\log C = (-1) \times \log C$$

Por tanto, la fórmula del "p" de la concentración del ion hidrógeno $[H^+]$ es como sigue

$$\mathbf{pH = -log[H^+] = (-1) \times log[H^+]}$$

pH Forma cuantitativa de expresar la naturaleza ácida o básica de las disoluciones utilizando los valores logarítmicos negativos de sus concentraciones de ion hidrógeno (H^+); una sustancia con pH < 7 es ácida, con pH > 7 es básica, y con pH = 7 es neutra.

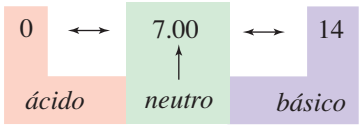
pOH Forma cuantitativa de expresar la naturaleza ácida o básica de las disoluciones utilizando los valores logarítmicos negativos de sus concentraciones de ion hidróxido (OH^-); una sustancia con pOH $<$ 7 es básica, una con pOH $>$ 7 es ácida y una con pOH $=$ 7 es neutra.

De la misma manera, la fórmula del "p" de la concentración del ion hidróxido $[OH^-]$, es como sigue

$$\mathbf{pOH = -log[OH^-] = (-1) \times log\,[OH^-]} \qquad (15.26)$$

El *logaritmo* es sólo el exponente (véase la sección 2.7) de un número expresado como una potencia de 10. Es decir, el logaritmo de 10^6 es 6, y el logaritmo de 10^{-12} es -12. (El Apendice II le ayudará a utilizar su calculadora para obtener los logaritmos de los números).

Los límites generales en la concentración de ion hidrógeno en disoluciones ácidas y básicas cae entre 1.0 *M* y 1.0×10^{-14} *M*, lo cual se traduce en un nivel de pH de 0 a 14 para las disoluciones más comunes. Las disoluciones con pH abajo de 7 son ácidas, mientras que las disoluciones con pH arriba de 7 son básicas. A *menor* pH, *mayor* concentración de iones hidrógeno. Una disolución es *neutra* cuando la concentración de iones hidrógeno y la concentración de iones hidróxido son iguales, lo cual corresponde a un pH de 7:



Otra consideración que resulta útil es la que relaciona el pH y el pOH. Podemos derivar esta relación a partir de la expresión de K_w, de la siguiente manera:

expresión K_w: $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$

Con los logaritmos en ambos lados: $\log\{[H^+][OH^-]\} = \log(1.0 \times 10^{-14})$

Se simplifica: $\log[H^+] + \log[OH^-] = -14.00$

Se multiplica por -1: $-\log[H^+] - \log[OH^-] = 14.00$

Y por último: $\mathbf{pH + pOH = 14.00}$ (15.27)

De esta manera, si conocemos el pH podemos calcular el pOH de una manera muy sencilla, y viceversa.

En la tabla 15.4 se resumen las relaciones entre $[H^+]$, $[OH^-]$, pH y pOH de las disoluciones acuosas y se presentan algunas sustancias comunes y sus valores de pH. Observe que el pH de su sangre es ligeramente *básico*. Además, tiene un rango de pH muy estrecho —sólo 0.2 unidades de pH (de 7.3 a 7.5). Si el pH de la sangre es inferior a 7.3, se presenta *acidosis*; si cae abajo de 7.0, puede sobrevenir la muerte. Si el pH sube arriba de 7.5, se presenta *alcalosis*; si llega a estar arriba de 7.8, puede ocasionar la muerte. El pH de la sangre se mantiene en este estrecho intervalo por la acción de *amortiguadores*, que son disoluciones de sustancias que evitan un cambio rápido de pH. Las disoluciones amortiguadoras se describirán con mayor detalle en la sección 17.5. Los tres tipos principales de amortiguadores que están en la sangre son

1. Ácido carbónico (H_2CO_3) y bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$).
2. Fosfato diácido de sodio (NaH_2PO_4) y fosfato ácido disódico (Na_2HPO_4).
3. Ciertas proteínas.

Ahora que conocemos algo acerca del pH y sus aplicaciones, podemos calcular el pH y el pOH con base en la concentración del ion hidrógeno en mol/L, como se ve en el siguiente ejemplo.

TABLA 15.4 **Relación entre $[H^+]$, $[OH^-]$, pH y pOH, así como algunos ejemplos con su pH correspondiente**

	$[H^+]$ (mol/L)	$[OH^-]$ (mol/L)	pH[a]	pOH	Ácido o base fuerte	Ejemplos comunes (intervalo aproximado de pH)
Ácido	10^0 (1)	10^{-14}	0	14	Ácido fuerte	HCl 1 *M* (0)
	10^{-1}	10^{-13}	1	13		jugo gástrico (1-3)
	10^{-2}	10^{-12}	2	12		Limas (1.8-2.0)
						Refrescos (2.0-4.0)
						Limones (2.2-2.4)
	10^{-3}	10^{-11}	3	11	Ácido débil	Pepinillos (3.2-3.6)
	10^{-4}	10^{-10}	4	10		Lluvia ácida (debajo de 5.65)
	10^{-5}	10^{-9}	5	9		Orina (4.5-8.0)
	10^{-6}	10^{-8}	6	8		Leche agria (6.0-6.2)
						Leche (6.5-6.7)
						Saliva (6.5-7.5)
					Neutro	Sangre (7.3-7.5)
Básico	10^{-8}	10^{-6}	8	6	Base débil	Intestinos (6-8)
	10^{-9}	10^{-5}	9	5		
	10^{-10}	10^{-4}	10	4		Leche de magnesia (9.9-10.1)
	10^{-11}	10^{-3}	11	3		Amoniaco casero (11.5-12.0)
	10^{-12}	10^{-2}	12	2	Base fuerte	
	10^{-13}	10^{-1}	13	1		
	10^{-14}	10^0(1)	14	0		NaOH 1 *M* (14)

[a] El intervalo *normal* de pH es de 0 a 14, aunque existen disoluciones con pH negativo (hasta -2), lo mismo que disoluciones que tienen un pH superior a 14 (hasta16).

EJEMPLO 15.5 El Gatorade, una bebida popular para calmar la sed, tiene una concentración de ion hidrógeno de 8.0×10^{-4} mol/L. Calcule: (a) su pH, y (b) su pOH.

RESULTADO

$$\text{pH} = -\log[H^+] = -\log[8.0 \times 10^{-4}]$$

Utilice su calculadora para determinar el logaritmo de 8.0×10^{-4} como -3.0969 (véase el Apéndice II).

$$\text{pH} = -(-3.0969) = 3.10 \qquad \textit{Respuesta} \text{ (a)}$$

$$\text{pOH} = 14.00 - \text{pH} = 14.00 - 3.10 = 10.90 \qquad \textit{Respuesta} \text{ (b)}$$

Clave del estudio: El logaritmo de un número con *dos* cifras significativas tiene *dos* cifras a la *derecha* del punto decimal.

EJEMPLO 15.6 Un jugo de tomate, comercial, tiene una concentración de ion hidrógeno de 2.5×10^{-5} mol/L. Calcule (a) su pH y (b) su pOH.

RESULTADO

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log[2.5 \times 10^{-5}]$$

Utilice su calculadora para determinar el logaritmo de 2.5×10^{-5} como -4.6021 (véase el Apéndice II).

$$\text{pH} = -(-4.6021) = 4.60 \qquad \textit{Respuesta} \text{ (a)}$$

$$\text{pOH} = 14.00 - \text{pH} = 14.00 - 4.60 = 9.40 \qquad \textit{Respuesta} \text{ (b)}$$

Ejercicio de estudio 15.10

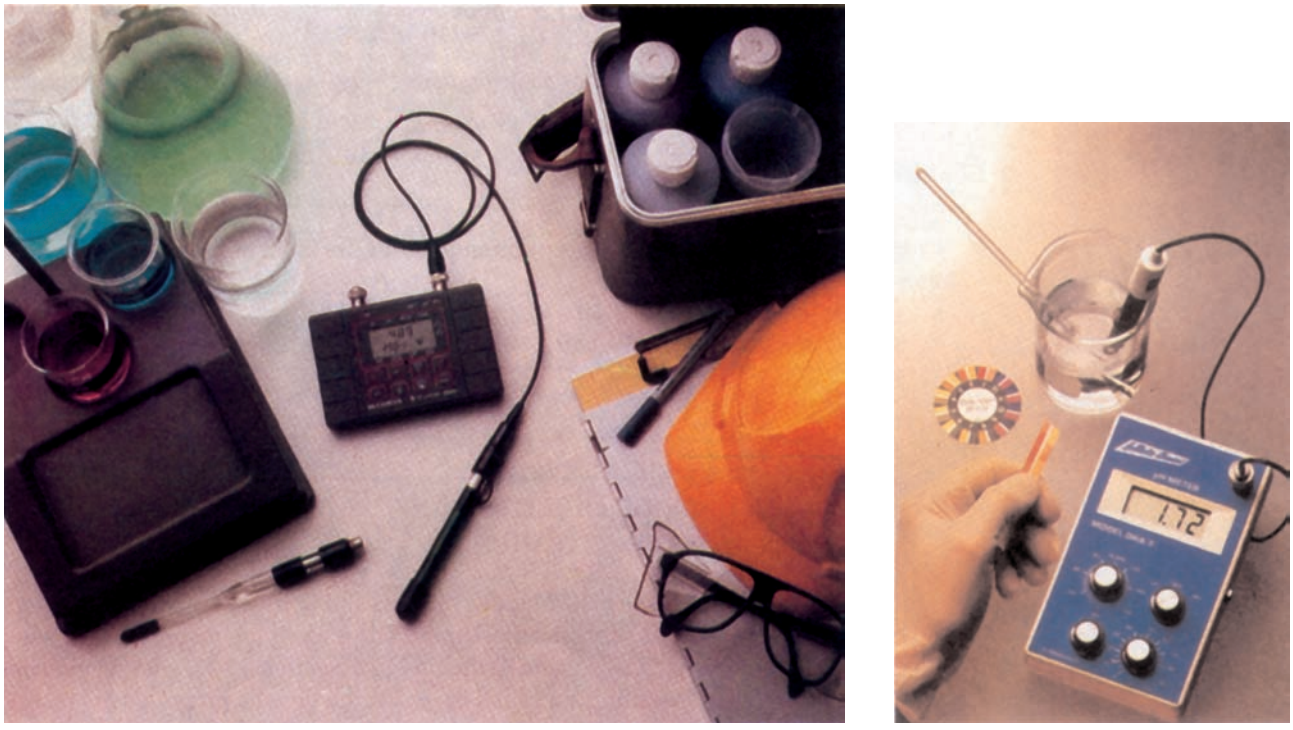
Calcule el pH y el pOH de las siguientes disoluciones:

Resuelva los problemas del 23 al 26.

a. la concentración de ion hidrógeno es 2.7×10^{-3} mol/L (2.57, 11.43)

b. la concentración de ion hidrógeno es 9.5×10^{-8} mol/L (7.02, 6.98)

El pH de la disolución puede determinarse directamente con un medidor de pH, como se ve en la figura 15.6, donde el pH se lee ya sea en el lugar de las decenas o los centésimos. Para el propósito de este texto, indicaremos los valores de pH hasta el centésimo más próximo.



(a) (b)

FIGURA 15.6
Los modernos medidores de pH hacen las mediciones de pH con un alto grado de precisión: (a) en el laboratorio y (b) en el campo.

El pH de una disolución que se determina con un medidor de pH puede utilizarse para calcular la concentración de ion hidrógeno o de ion hidróxido que hay en ella, como se ilustra en los ejemplos 15.7 y 15.8.

EJEMPLO 15.7 Una muestra de orina tiene un pH de 5.40. ¿Cuál es la concentración de ion hidrógeno en la muestra?

RESULTADO El pH de la muestra de orina es 5.40; por tanto, $\log[H^+] = -5.40$ y

$$[H^+] = 10^{-5.40}$$

Utilice su calculadora para determinar el antilogaritmo de -5.40 como 3.98×10^{-6} (véase el Apéndice II).

$$[H^+] = 3.98 \times 10^{-6}\ \text{mol/L} = 4.0 \times 10^{-6}\ \text{mol/L} \qquad \textit{Respuesta}$$

Clave del estudio: El antilogaritmo de un número con *dos* cifras a la *derecha* del punto decimal tiene *dos* cifras significativas.

EJEMPLO 15.8 El pH de la lluvia en Pitlochry, Escocia, el 10 de abril de 1974, fue 2.40. Calcule la concentración de ion hidrógeno en la lluvia.

RESULTADO El pH de la muestra de lluvia es 2.40; por tanto, $\log[H^+] = -2.40$ y

$$[H^+] = 10^{-2.40}$$

Utilice su calculadora para determinar el antilogaritmo de -2.40 como 3.98×10^{-3} (véase el Apéndice II).

$$[H^+] = 3.98 \times 10^{-3}\ \text{mol/L} = 4.0 \times 10^{-3}\ \text{mol/L} \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 15.11

Calcule la concentración de ion hidrógeno en mol/L de cada una de las siguientes disoluciones:

a. una disolución cuyo pH es 3.40 $(4.0 \times 10^{-4}\ \text{mol/L})$

b. una disolución cuyo pOH es 6.80 $(6.3 \times 10^{-8}\ \text{mol/L})$

Resuelva los problemas del 27 al 30.

15.6 Disoluciones de electrólitos y no electrólitos

Además de las diferencias en el pH, las disoluciones de ácidos y bases difieren de muchas otras disoluciones en su capacidad para conducir la electricidad. La naturaleza subyacente de estas disoluciones fue reconocida por primera vez por Svante Arrhenius (véase la sección 15.1), quien posteriormente desarrolló su teoría en relación con los ácidos y las bases. En el tiempo en que presentó su teoría, Arrhenius sólo contaba con 25 años de edad y sus colegas mayores se mostraron escépticos respecto a la misma. En aquel tiempo, los científicos sabían que las disoluciones acuosas de ácidos, bases y sales, así como las sales fundidas, actúan como electrólitos. Los *electrólitos* son sustancias que en disolución acuosa conducen una corriente eléctrica. Al contrario, los *no electrólitos,* como podemos esperar, son sustancias que en disolución acuosa *no* conducen una corriente eléctrica.

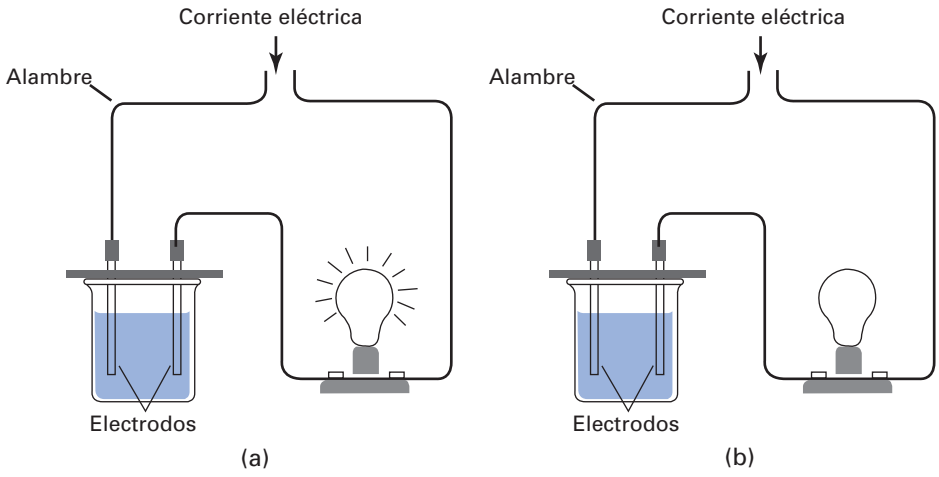


FIGURA 15.7
Aparato para determinar la conducción de una corriente eléctrica en una disolución acuosa de una sustancia: (a) electrólitos; (b) no electrólitos.

Sin embargo, hasta Arrhenius, nadie había sido capaz de explicar la razón *por la cual* los electrólitos podían conducir una corriente eléctrica. Arrhenius explicó de manera satisfactoria que las disoluciones acuosas de electrólitos contienen iones, mientras que las disoluciones no electrolíticas no los contienen.

Para determinar si una sustancia es un electrólito o un no electrólito, podemos preparar una disolución acuosa de la misma y luego probar la disolución con dos electrodos conectados a una fuente de corriente eléctrica con una bombilla luminosa normal en el circuito, como se muestra en la figura 15.7. Si la *lámpara se enciende,* la sustancia es un *electrólito.* Si la lámpara *no se enciende,* la sustancia es un *no electrólito*. Este experimento *no debe intentarse a menos que exista la supervisión de una persona calificada.*

Electrólitos Sustancias que producen iones en disolución acuosa, y disoluciones que *conducen* una corriente eléctrica.

No electrólitos Sustancias que *no* producen *iones* en disolución acuosa, y disoluciones que *no* conducen una corriente eléctrica

Por consiguiente, podemos definir los **electrólitos** como sustancias que producen *iones* en disolución acuosa y sus disoluciones *conducen* una corriente eléctrica. Los **no electrólitos** son entonces sustancias que *no* producen *iones* en disolución acuosa y sus disoluciones *no* conducen una corriente eléctrica.

Los *electrólitos* comunes incluyen sales, ácidos y bases. Algunos *no electrólitos* comunes son el azúcar (sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$), el alcohol etílico (C_2H_6O) la glicerina ($C_3H_8O_3$) y la urea (CH_4N_2O). Las disoluciones de estos no electrólitos *no* conducen una corriente eléctrica y existen como moléculas, no como iones, en disolución. El agua pura se comporta esencialmente como un no electrólito porque *no* enciende una lámpara normal durante la prueba del electrodo. Parece que no hay suficientes iones en el agua pura para conducir la corriente eléctrica. Sin embargo, el agua potable contiene sales disueltas y puede conducir la electricidad, por lo cual es peligroso tocar objetos eléctricos cuando uno se está bañando.

Los electrólitos además pueden subdividirse en fuertes y débiles, según su grado de disociación o ionización. Con los *electrólitos fuertes*, como son las sales iónicas y los ácidos y bases fuertes, la lámpara enciende con una luz brillante porque hay muchos iones en disolución. Con los *electrólitos débiles*, como son los ácidos y bases débiles, la lámpara normal sólo tendrá una luz tenue porque sólo existen algunos iones en disolución. En la figura 15.8 se resume el proceso para determinar si una sustancia es un no electrólito, un electrólito fuerte o un electrólito débil.

En la tabla 15.5 se enumeran los electrólitos fuertes y débiles. Estúdiela cuidadosamente. El conocimiento de los ejemplos de no electrólitos y electrólitos fuertes y débiles en esta tabla le ayudarán a escribir ecuaciones iónicas en la siguiente parte de este capítulo.

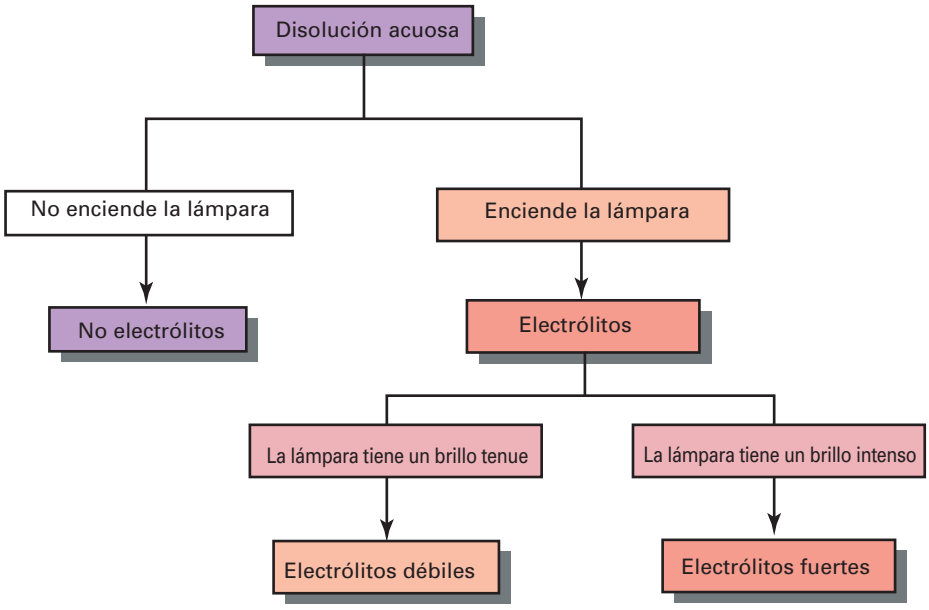


FIGURA 15.8
Una sustancia puede clasificarse como no electrólito, electrólito fuerte o electrólito débil, mediante la prueba de una disolución acuosa de la sustancia con el aparato que se muestra en la figura 15.7.

TABLA 15.5 **Resumen de electrólitos fuertes, electrólitos débiles y no electrólitos**

ELECTRÓLITOS FUERTES	ELECTRÓLITOS DÉBILES	NO ELECTRÓLITOS
Ácidos fuertes	*Ácidos débiles*	$C_{12}H_{22}O_{11}$ (azúcar o sacarosa)
H_2SO_4 (ácido sulfúrico)	$HC_2H_3O_2$ (ácido acético)	C_2H_6O (alcohol etílico)
HCl (ácido clorhídrico)	La mayor parte de los demás ácidos	$C_3H_8O_3$ (glicerina)
HBr (ácido bromhídrico)		H_2O(agua)
HI (ácido yodhídrico)		CH_4N_2O (urea)
HNO_3 (ácido nítrico)		
HCl_4 (ácido perclórico)		
Bases fuertes	*Bases débiles*	
Hidróxidos del grupo IA(1)	NH_3	
LiOH (hidróxido de litio)	La mayor parte de las demás bases	
NaOH (hidróxido de sodio)		
KOH (hidróxido de potasio)		
RbOH (hidróxido de rubidio)		
CsOH (hidróxido de cesio)		
Grupo IIA (2) (hidróxidos)		
(*sólo* los siguientes)		
$Ca(OH)_2$ (hidróxido de calcio)		
$Sr(OH)_2$ (hidróxido de estroncio)		
$Ba(OH)_2$ (hidróxido de bario)		
Sales iónicas		
Ejemplo: NaCl (cloruro de sodio)		

15.7 Lineamientos para la representación de ecuaciones iónicas

Ecuaciones iónicas Forma de expresar las reacciones químicas en términos de los iones de los compuestos que participan en la reacción neta, en disolución acuosa.

La naturaleza iónica de los ácidos y bases requiere de una forma especial para expresar estas sustancias y sus reacciones. En nuestro análisis de las ecuaciones químicas (sección 9.1), establecimos que las ecuaciones pueden representarse en dos formas generales: como *ecuaciones completas* (o *moleculares*) y como *ecuaciones iónicas.* En el capítulo 9 vimos en detalle las ecuaciones moleculares y ahora vamos a considerar las ecuaciones iónicas. Las **ecuaciones iónicas** expresan una reacción química en la que participan los compuestos que existen principalmente en forma iónica en disolución acuosa. En los *compuestos iónicos*, las partículas que reaccionan son realmente *iones*. Por lo tanto, en las ecuaciones iónicas los iones se escriben *tal y como* existen en la disolución. Por consiguiente, las ecuaciones iónicas representan mejor un cambio químico en una disolución acuosa que las ecuaciones completas.

Al explicar el balanceo de las ecuaciones completas (sección 9.3), sugerimos algunas pautas para ayudarle a realizar el balaceo por inspección. Para las ecuaciones iónicas le sugerimos los siguientes lineamientos para escritura:

1. Complete y balancee una ecuación en la forma en que se le presenta. Si está en la forma molecular, complete la ecuación, balancéela y *después* cámbiela a la forma iónica. Si se le plantea en la forma iónica, complétela y balancéela en esa forma. Para completar las ecuaciones químicas, consulte el capítulo 9.

2. Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos como *fórmulas completas*:
   - **a.** Los *no electrolitos*, que se detallan en la tabla 15.5.
   - **b.** Los *ácidos débiles* y las *bases débiles*, como los que se señalan en la tabla 15.5.
   - **c.** Los *sólidos* y las *sales insolubles* (precipitados) de las disoluciones acuosas (véanse las reglas para la solubilidad en la sección 9.9 o en la portada posterior de este libro), como son $CaCO_3(s)$ y $AgCl(s)$. Estas sales insolubles se escriben como *fórmulas completas* debido a que son espacios que se separan de la disolución y permanecen como un sólido insoluble.
   - **d.** Los *gases*, como H_2, N_2 y O_2, se escriben como el gas diatómico, $H_2(g)$, y así sucesivamente.

3. Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos como *fórmulas iónicas*:
   - **a.** Los *ácidos fuertes* y *las bases fuertes*, se enlistan en la tabla 15.5.
   - **b.** Las *sales solubles* (véanse las reglas para la solubilidad en la sección 9.9 o en la portada posterior de este libro).

4. Cuando escriba compuestos en la forma iónica, utilice índices sólo para expresar los iones poliatómicos. Por ejemplo, escriba **1** mol de ácido sulfúrico (H_2SO_4) en forma iónica como $\mathbf{2}H^+ + SO_4^{2-}$. Escriba **3** mol de sulfato de sodio ($\mathbf{3}\ Na_2SO_4$) como $\mathbf{6}\ Na^+ + \mathbf{3}\ SO_4^{2-}$.

5. Coteje con una (✓) cada ion (monoatómico o poliatómico) y cada átomo para asegurarse de que ambos lados de la ecuación están balanceados. La carga neta en cada lado de la ecuación debe ser *igual.*

6. La *ecuación iónica neta* muestra sólo aquellos iones que en realidad han pasado por un cambio químico. Marque con una cruz los iones que aparecen en *ambos lados* de la ecuación que *no* sufrieron ningún cambio; no los incluya en la ecuación iónica neta. Estos iones que no se alteran los debe incluir en la *ecuación iónica total,* pero *no* en la ecuación iónica neta. Se les llama "iones espectadores" porque sólo toman su lugar y disfrutan del espectáculo.

Clave del estudio: La tabla 15.5 es *muy* importante para usted. Debe memorizar los ejemplos de ácidos y bases fuertes y débiles y de no electrólitos para poder escribir los compuestos como fórmulas *completas* y *iónicas*. Observe que las sales *solubles* se escriben como *fórmulas iónicas,* mientras que las sales *insolubles* (precipitados) se escriben como *fórmulas completas.* Se le proporcionarán las reglas de solubilidad.

7. Por último, coteje con una (✓) los iones, átomos y cargas en la ecuación iónica neta y verifique que los coeficientes estén en la menor proporción de números enteros posible.

15.8 Ejemplos de ecuaciones iónicas

Ahora vamos a aplicar estas pautas para escribir las ecuaciones iónicas:

EJEMPLO 15.9 Complete y balancee la siguiente ecuación química en forma iónica:

RESULTADO

$$AgNO_3(ac) + HCl(ac) \rightarrow$$

Al completar y balancear la ecuación de acuerdo con la pauta 1 tenemos:

$$AgNO_3(ac) + HCl(ac) \rightarrow AgCl(s) + HNO_3(ac)$$

Revise cada uno de los reactivos y de los productos y decida si deben escribirse como fórmula *completa* o *iónica.*

FÓRMULA	IDENTIFICACIÓN	CONCLUSIÓN
$AgNO_3$	Sal soluble (véanse las reglas para la solubilidad en la portada posterior)	Fórmula iónica
HCl	Ácido fuerte	Fórmula iónica
AgCl	Sal insoluble (véanse las reglas para la solubilidad)	Fórmula completa
HNO_3	Ácido fuerte	Fórmula iónica

Escriba la ecuación iónica total aplicando las pautas 2, 3 y 4. Todos los compuestos se escriben en forma iónica, excepto el AgCl, el cual es un precipitado (consulte la tabla 15.5 y las reglas para la solubilidad). La ecuación iónica total es:

$$Ag^+(ac) + NO_3^-(ac) + H^+(ac) + Cl^-(ac) \rightarrow AgCl(s) + H^+(ac) + NO_3^-(ac)$$

Coteje cada uno de los iones, átomos y cargas de acuerdo con la regla 5. La ecuación iónica total es como sigue:

$$\overset{\checkmark}{Ag^+}(ac) + \overset{\checkmark}{NO_3^-}(ac) + \overset{\checkmark}{H^+}(ac) + \overset{\checkmark}{Cl^-}(ac) \rightarrow \overset{\checkmark\ \checkmark}{AgCl}(s) + \overset{\checkmark}{H^+}(ac) + \overset{\checkmark}{NO_3^-}(ac)$$

Cargas: $+1 + (-1) + (+1) + (-1) = 0 = 0 + (+1) + (-1) = 0$

Escriba la ecuación iónica neta marcando con una cruz los iones que aparecen en ambos lados de la ecuación, de acuerdo con la regla 6. En la ecuación iónica neta final coteje los iones, átomos, carga y la proporción más pequeña posible de los coeficientes (regla 7).

$$Ag^+(ac) + \cancel{NO_3^-}(ac) + \cancel{H^+}(ac) + Cl^-(ac) \rightarrow AgCl(s) + \cancel{H^+}(ac) + \cancel{NO_3^-}(ac)$$

La ecuación iónica es:

$$\overset{\checkmark}{Ag^+}(ac) + \overset{\checkmark}{Cl^-}(ac) \rightarrow \overset{\checkmark\ \checkmark}{AgCl}(s) \qquad \textit{Respuesta}$$

Cargas: $+1 \quad +(-1) = 0 \quad = 0$

Respecto a la ecuación iónica neta, observamos que es la reacción de cualquier sal iónica soluble de plata con un cloruro, un compuesto soluble, fuertemente iónico.

Clave del estudio: Otro ejemplo es la reacción entre el acetato de plata y el cloruro de potasio. Trate de obtener la *misma* ecuación iónica neta.

EJEMPLO 15.10 Complete y balancee la siguiente ecuación química en forma iónica:

$$NaOH(ac) + H_2SO_4(ac) \rightarrow$$

RESULTADO Al completar y balancear la ecuación de acuerdo con la pauta 1, tenemos

$$2\ NaOH(ac) + H_2SO_4(ac) \rightarrow Na_2SO_4(ac) + 2\ H_2O(l)$$

Revise cada uno de los reactivos y de los productos y decida si deben escribirse como fórmula *completa* o *iónica.*

FÓRMULA	IDENTIFICACIÓN	CONCLUSIÓN
NaOH	Base fuerte	Fórmula iónica
H_2SO_4	Ácido fuerte	Fórmula iónica
Na_2SO_4	Sal soluble (véanse las reglas para la solubilidad)	Fórmula iónica
H_2O	Disolvente	Fórmula completa

Escriba la ecuación iónica total aplicando las reglas 2, 3 y 4. Todos los compuestos se escriben como fórmulas iónicas excepto el H_2O (un no electrólito; véase la tabla 15.5). La ecuación iónica total es como sigue

$$2\ Na^+(ac) + 2\ OH^-(ac) + 2\ H^+(ac) + SO_4^{2-}(ac) \rightarrow 2\ Na^+(ac) + SO_4^{2-}(ac) + 2\ H_2O(l)$$

Coteje cada ion, átomo y carga de acuerdo con la pauta 5.

$$\overset{\checkmark}{2\ Na^+}(ac) + 2\ \overset{\checkmark\checkmark}{OH^-}(ac) + 2\ \overset{\checkmark}{H^+}(ac) + \overset{\checkmark}{SO_4^{2-}}(ac) \rightarrow 2\ \overset{\checkmark}{Na^+}(ac) + \overset{\checkmark}{SO_4^{2-}}(ac) + 2\ \overset{\checkmark\checkmark}{H_2O}(l)$$

Cargas:

$$2(+1) \quad + 2(-1) \quad + 2(+1) \quad +(-2) = 0 \qquad = 2(+1) + (-2) \quad +0 = 0$$

Marque con una cruz los iones que aparecen en ambos lados de la ecuación, de acuerdo con la pauta 6, para obtener la ecuación iónica neta. En la ecuación iónica neta coteje los iones, átomos, cargas y la relación más pequeña posible entre los coeficientes (regla 7):

$$\cancel{2\ Na^+}(ac) + 2\ OH^-(ac) + 2\ H^+(ac) + \cancel{SO_4^{2-}}(ac) \rightarrow \cancel{2\ Na^+}(ac) + \cancel{SO_4^{2-}}(ac) + 2\ H_2O(l)$$

$$2\ OH^-(ac) + 2\ H^+(ac) \rightarrow 2\ H_2O(l)$$

Clave del estudio: Otro ejemplo es la reacción entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de bario. Trate de obtener la *misma* ecuación iónica neta.

Divida ambos lados de la ecuación entre 2; la ecuación iónica neta es como sigue

$$\overset{\checkmark\checkmark}{OH^-}(ac) + \overset{\checkmark}{H^+}(ac) \rightarrow \overset{\checkmark\checkmark}{H_2O}(l) \qquad \textit{Respuesta}$$

Cargas: $\quad -1 \qquad + (+1) \qquad = 0 = 0$

Ésta es una reacción de *neutralización* (sección 9.10), y como ecuación iónica neta, es simplemente la reacción de un ion hidróxido con un ion hidrógeno para formar agua. Por tanto, ésta es la reacción de cualquier *ácido fuerte* con cualquier *base fuerte.*

EJEMPLO 15.11 Complete y balancee la siguiente ecuación química en forma iónica:

$$Al(s) + H_2SO_4(ac) \rightarrow$$

RESULTADO Ésta es una reacción de sustitucion única en la cual participa la serie electromotriz de actividad (véase la sección 9.8). De acuerdo con la regla 1, al completar y balancear la ecuación obtenemos

$$2\ Al(s) + 3\ H_2SO_4(ac) \rightarrow Al_2(SO_4)_3(ac) + 3\ H_2(g)$$

Revise cada uno de los reactivos y de los productos y decida si deben escribirse como fórmula *completa* o *iónica.*

FÓRMULA	IDENTIFICACIÓN	CONCLUSIÓN
Al	Metal sólido	Fórmula completa
H_2SO_4	Ácido fuerte	Fórmula iónica
$Al_2(SO_4)_3$	Sal soluble (véanse las reglas para la solubilidad)	Fórmula iónica
H_2	Gas	Fórmula completa

Escriba la ecuación iónica total aplicando las reglas 2, 3 y 4. Aquí todas las sustancias se escriben como fórmulas iónicas excepto en el Al, un sólido metálico libre (*no es* un ion), y H_2, un gas. Cotejando (regla 5) obtenemos la siguiente ecuación iónica total:

$$\overset{\checkmark}{2\,Al}(s) + \overset{\checkmark}{6\,H^+}(ac) + \overset{\checkmark}{3\,SO_4^{2-}}(ac) \rightarrow \overset{\checkmark}{2\,Al^{3+}}(ac) + \overset{\checkmark}{3\,SO_4^{2-}}(ac) + \overset{\checkmark}{3\,H_2}(g)$$

Cargas: $0 \quad +6(+1) \quad +3(-2) \quad = 0 = 2(+3) \quad +3(-2) \quad +0 = 0$

Marque con una cruz los iones que aparecen en ambos lados de la ecuación y revise nuevamente de acuerdo con la regla 6, para tener la siguiente ecuación iónica neta:

$$2\,Al(s) + 6\,H^+(ac) + 3\,\cancel{SO_4^{2-}}(ac) \rightarrow 2\,Al^{3+}(ac) + 3\,\cancel{SO_4^{2-}}(ac) + 3\,H_2(g)$$

La ecuación iónica neta es

$$\overset{\checkmark}{2\,Al}(s) + \overset{\checkmark}{6\,H^+}(ac) \rightarrow \overset{\checkmark}{2\,Al^{3+}}(ac) + \overset{\checkmark}{3\,H_2}(g) \qquad \textit{Respuesta}$$

Cargas: $0 \quad +6(+1) = \quad +6 = 2(+3) \quad +0 = +6$

Clave del estudio: Ni el Al ni el H^+ pueden marcarse con una cruz porque aparecen en los productos como Al^{3+} y H_2, respectivamente.

EJEMPLO 15.12

Complete y balancee la siguiente ecuación química en forma iónica:

$$NH_3(ac) + H_2O(l) + Al_2(SO_4)_3(ac) \rightarrow$$

RESULTADO Complete y balancee la ecuación de acuerdo con la pauta 1 con $NH_3 + H_2O$ actuando como $NH_4^+ + OH^-$ * para tener

$$6\,NH_3(ac) + 6\,H_2O(l) + Al_2(SO_4)_3(ac) \rightarrow 3\,(NH_4)_2SO_4(ac) + 2\,Al(OH)_3(s)$$

Revise cada uno de los reactivos y de los productos y decida si deben escribirse como fórmula *completa* o *iónica.*

FÓRMULA	IDENTIFICACIÓN	CONCLUSIÓN
NH_3	Base débil	Fórmula completa
H_2O	No electrólito	Fórmula completa
$Al_2(SO_4)_3$	Sal soluble (véanse las reglas para la solubilidad)	Fórmula iónica
$(NH_4)_2SO_4$	Sal soluble (véanse las reglas para la solubilidad)	Fórmula iónica
$Al(OH)_3$	Base débil y sólido (véanse las reglas para la solubilidad)	Fórmula completa

Escriba la ecuación iónica total aplicando las pautas 2, 3 y 4. Escriba $NH_3(ac)$, una base débil, H_2O, un no electrólito, y $Al(OH)_3$, una base débil y sólido, como fórmulas completas con las dos sales solubles [$Al_2(SO_4)_3$ y $(NH_4)_2SO_4$] como fórmulas iónicas.

*La sustancia hidróxido de amonio (NH_4OH) no existe como tal. El amoniaco (NH_3) en agua produce iones amonio (NH_4^+) y iones hidróxido (OH^-) pero *no* moléculas de NH_4OH. En el laboratorio podemos ver botellas etiquetadas "NH_4OH, hidróxido de amonio"; lo cual en realidad significa "NH_3 en agua, amoniaco acuoso".

$$6\,NH_3(ac) + 6\,H_2O(l) + 2\,Al^{3+}(ac) + 3\,SO_4^{2-}(ac) \rightarrow 6\,NH_4^+(ac) + 3\,SO_4^{2-}(ac) + 2\,Al(OH)_3(s)$$

Cargas:

$$0 \quad +0 \quad +2(+3) \quad +3(-2) \quad = 0 = 6(+1) \quad +3(-2) \quad +0 = 0$$

Marque con una cruz los iones que aparecen en ambos lados de la ecuación y verifique otra vez, de acuerdo con la pauta 6, para obtener la siguiente ecuación iónica neta:

$$6\,NH_3(ac) + 6\,H_2O(l) + 2\,Al^{3+}(ac) + 3\,\cancel{SO_4^{2-}}(ac) \rightarrow 6\,NH_4^+(ac) + 3\,\cancel{SO_4^{2-}}(ac) + 2\,Al(OH)_3(s)$$

Divida ambos lados de la ecuación entre 2:

$$3\,NH_3(ac) + 3\,H_2O(l) + Al^{3+}(ac) \rightarrow 3\,NH_4^+(ac) + Al(OH)_3(s) \qquad \textit{Respuesta}$$

Cargas: $0 \quad +0 \quad +(+3) = +3 = 3(+1) \quad +0 = +3$

Clave del estudio: Ésta *no* es una reacción de sustitución única porque ninguno de los reactivos es un *elemento en el estado libre o no combinado*. Ni el Ag^+ (un ion) ni el H_2S aparecen en la serie electromotriz (o de actividad).

EJEMPLO 15.13

Complete y balancee la siguiente ecuación química en forma iónica:

$$Ag^+(ac) + H_2S(ac) \rightarrow$$

RESULTADO

Ésta es una reacción de sustitución doble (véase la sección 9.9). El anión unido al Ag^+ es cualquier anión que produce una sal de plata soluble en agua, como puede ser un acetato o un nitrato. Completando y balanceando la ecuación según la pauta 1, obtenemos la siguiente ecuación iónica:

$$2\,Ag^+(ac) + H_2S(ac) \rightarrow Ag_2S(s) + 2\,H^+(ac)$$

Revise cada uno de los reactivos y de los productos y decida si deben escribirse como fórmula *completa* o *iónica.*

FÓRMULA	IDENTIFICACIÓN	CONCLUSIÓN
Ag^+	Ion	Fórmula iónica
H_2S	Ácido débil	Fórmula completa
Ag_2S	Sal insoluble (véanse las reglas para la solubilidad)	Fórmula completa
H^+	Ion	Fórmula iónica

Escriba la sal insoluble (Ag_2S) y el ácido débil (H_2S) como fórmulas completas de acuerdo con las reglas 2, 3 y 4. En la ecuación iónica neta coteje los iones, átomos y cargas de acuerdo con la regla 5.

$$2\,Ag^+(ac) + H_2S(ac) \rightarrow Ag_2S(s) + 2\,H^+(ac) \qquad \textit{Respuesta}$$

Cargas: $2(+1) \quad +0 \quad = +2 = 0 \quad +2(+1) = +2$

La ecuación iónica neta es igual a esta ecuación porque en *ambos* lados de la ecuación no aparecen los mismos iones. Ésta es la reacción que hace oscurecer la plata (véase la figura 15.9).

Ejercicio de estudio 15.2

Complete y balancee las ecuaciones siguientes, escríbalas como ecuaciones iónicas totales y ecuaciones iónicas netas.

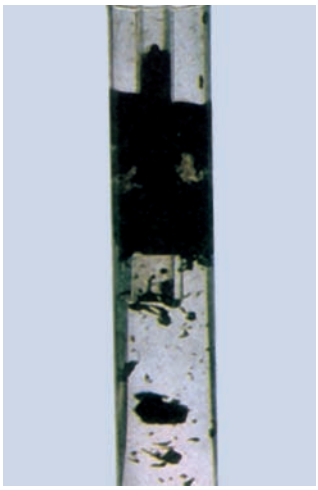
a. $Ba(OH)_2(ac) + HC_2H_3O_2(ac) \rightarrow$

$[Ba^{2+}(ac) + 2\,OH^-(ac) + 2\,HC_2H_3O_2(ac) \rightarrow Ba^{2+}(ac) + 2\,C_2H_3O_2^-(ac) + 2\,H_2O(l)$;
neta: $OH^-(ac) + HC_2H_3O_2(ac) \rightarrow C_2H_3O_2^-(ac) + H_2O(l)]$

b. $Pb(NO_3)_2(ac) + H_2S(ac) \rightarrow$

$[Pb^{2+}(ac) + 2\,NO_3^-(ac) + H_2S(ac) \rightarrow PbS(s) + 2\,H^+(ac) + 2NO_3^-(ac)$;
neta: $Pb^{2+}(ac) + H_2S(ac) \rightarrow PbS(s) + 2\,H^+(ac)]$

Resuelva los problemas 31 y 32.



(a)

(b)

FIGURA 15.9
(a) Las sales de plata solubles reaccionan con el ácido sulfhídrico produciendo un precipitado negro de sulfuro de plata (Ag_2S). (b) La mancha de la plata sterling es simplemente sulfuro de plata que se forma sobre la superficie de los cubiertos. Cuchara de plata sterling pulida (parte superior); cuchara de plata sterling manchada (parte inferior).

LA QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA

¡El ácido de los cielos!

Hacia el año 1850, los científicos de Inglaterra observaron la presencia de compuestos fuertemente ácidos en el agua de la lluvia. El término *lluvia ácida* apareció por primera vez en 1972, en un libro titulado *Air and Rain: The Beggining of Chemical Climatology* (*Aire y lluvia: el inicio de la climatología química*). Sin embargo, su análisis sistemático no empezó antes de 1950 en el norte y occidente de Europa. A mediados de los sesenta, era evidente que la precipitación ácida estaba afectando los bosques de muchos países del norte y que el problema se estaba extendiendo. Luego, en los sesenta, los estudios indicaron que la precipitación ácida también estaba cayendo sobre el norte de Estados Unidos y Canadá.

En la actualidad, muchos científicos prefieren hablar de *depositación ácida,* en lugar de lluvia ácida. Creen que el término "depositación ácida" describe mejor la distribución de los materiales ácidos sobre vastas áreas geográficas mediante los procesos naturales de vientos y precipitación. Independientemente del nombre, la raíz del problema radica en los materiales ácidos que generan los humanos por su forma de vida cotidiana. Estos materiales ácidos pueden estar dispersos como sólidos que lleva el viento o como disoluciones en precipitación (lluvia, nieve y neblina). Para el propósito de este análisis, nos referiremos a su dispersión mediante la lluvia.

La lluvia ácida se define por lo regular como agua de lluvia que tiene un pH menor que 5.65. ¿Por qué 5.65? Porque, normalmente, el agua pura que se ha expuesto a un aire que contiene dióxido de carbono (CO_2) tiene un pH cercano a 5.65. Este nivel de pH se debe al CO_2 que se disuelve en el agua (véase la sección 14.3, Ley de Henry) para producir una pequeña cantidad de ácido carbónico H_2CO_3:

$$CO_2(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons H_2CO_3(ac)$$

Este ácido carbónico es un ácido débil y se disocia para producir una pequeña, pero importante cantidad de iones hidrógeno en disolución acuosa:

$$H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCO_3^-(ac)$$

Observe que ambas ecuaciones representan las condiciones donde sólo están presentes pequeñas cantidades de los productos. Entonces, cualquier lluvia que tenga un pH menor que 5.65, debe contener materiales más ácidos que el ácido carbónico contenido en el agua pura que se expone a la atmósfera.

En casos extremos, la lluvia ácida puede tener un pH tan bajo como 3.0 o 4.0. Pero el pH promedio de la lluvia en la ciudad de México se encuentra por lo común a niveles de 4.1 a 4.5. Como puede imaginarse, la escala de pH es logarítmica, lo cual significa que la lluvia con un pH de 4.65 es *10 veces* más ácida que la lluvia normal (pH de 5.65).

El análisis de la lluvia indica que el ácido sulfúrico (H_2SO_4) y el ácido nítrico (HNO_3) representan casi el 94% de la acidez de la lluvia ácida con pH bajo. Estos ácidos son los productos finales de los procesos químicos que convierten al dióxido de azufre, el óxido de nitrógeno y el dióxido de nitrógeno atmosféricos en ácido sulfúrico y ácido nítrico, respectivamente.

El SO_2 forma finalmente H_2SO_4

El NO o NO_2 forma finalmente HNO_3

En Alemania, la Selva Negra ha sido seriamente dañada por la lluvia ácida. (a) Fotografía reciente de una parte de la campiña; (b) la misma escena fotografiada hace 14 años.

En el ensayo del capítulo 16 analizaremos estos procesos con mayor detalle. La tabla que se encuentra a continuación le dará una idea de la manera en que muchos de estos gases son generados por las actividades humanas.

Cuando estos ácidos regresan a la tierra en la lluvia ácida, pueden afectar el ambiente de diversas maneras. La acidificación de los lagos y los arroyos pone en peligro la vida acuática, en la que se incluyen las plantas acuáticas, los peces y los animales que se alimentan de ellos. La acidificación de los suelos puede afectar el crecimiento de árboles en los bosques. La lluvia ácida puede lixiviar los cationes (especialmente el Al^{3+}) del suelo, incrementando así la concentración de estos cationes en los depósitos de agua.

Estos cationes, a su vez, pueden despojar a las plantas de los agentes deseables o concentrar materiales nocivos en lagos y arroyos. Por último, la precipitación ácida puede deteriorar los edificios y monumentos antiguos. Por ejemplo, se le ha acreditado a la lluvia ácida la casi total destrucción de los frisos de mármol en la Acrópolis en Atenas, Grecia (véase la figura 9.12).

No será fácil acabar con la lluvia ácida. Las fuentes de los gases ofensivos están profundamente arraigadas en la sociedad moderna. Diversas industrias tendrían que modificar sus operaciones de manera radical, con un costo considerable, para reducir sus emisiones de manera importante. Además, a diferencia del efecto invernadero y de la disminución del ozono, los efectos de la depositación ácida tienden a ser regionales, siendo más evidente en el norte de Estados Unidos, Canadá y áreas del norte de Europa. Por desgracia, los efectos de la lluvia ácida no siempre son visibles donde se genera la contaminación. Por ejemplo, Canadá y Nueva Inglaterra sufren a causa de las emisiones que se originan en las zonas industriales de los estados centrales de Estados Unidos. Al igual que el efecto invernadero y la disminución del ozono, los problemas de la lluvia ácida implican aspectos tanto políticos como sociales y será difícil solucionarlos.

Contribución de las actividades humanas en un año normal para la generación de dióxido de azufre, óxido de nitrógeno y dióxido de nitrógeno atmosférico

FUENTE PRINCIPAL	EMISIONES DE DIÓXIDO DE AZUFRE (TONELADAS)	EMISIONES DE DIÓXIDO DE NITRÓGENO (NO Y NO_2) (TONELADAS)
Plantas de energía que utilizan carbono, petróleo o gas natural para generar electricidad	22.8×10^6	13.5×10^6
Industrias metalúrgicas, químicas y del petróleo	5.3×10^6	0.82×10^6
El uso de la gasolina y el diesel como combustibles para la transportación	0.91×10^6	9.4×10^6

Resumen

La definición de Arrhenius dice que un *ácido* es una sustancia que libera iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelve en agua, y que una *base* es una sustancia que libera iones hidróxido (OH^-) en agua. La definición de Brønsted-Lowry describe un *ácido* como una sustancia que puede dar o donar un protón (H^+) a alguna otra sustancia, y una *base* como una sustancia capaz de recibir o de aceptar un protón. Una sustancia que es capaz de comportarse como un ácido o una base de Brønsted-Lowry es *una sustancia anfótera*. Cuando cualquier ácido (por ejemplo, $HC_2H_3O_2$) pierde un protón, la especie ($C_2H_3O_2^-$) que se produce se llama la *base conjugada.* Cuando cualquier base (por ejemplo, H_2O) gana un protón en una reacción de transferencia de protones, la nueva especie (H_3O^+) se llama el *ácido conjugado* (sección 15.1).

Los diferentes ácidos tienen distintas capacidades para donar un protón a otra molécula o ion. Los *ácidos fuertes* donan con facilidad un protón al agua (disolvente) para producir muchos iones hidrógeno en disolución, mientras que los ácidos débiles generan sólo una cantidad relativamente pequeña de iones. De la misma manera, las *bases fuertes* pueden producir grandes cantidades de iones hidróxido en disolución, pero las *bases débiles* sólo generan algunos de estos iones (sección 15.2).

El agua es *un anfolito*. En una reacción de autoionización una molécula de agua puede realmente transferir un protón a una segunda molécula de agua para producir pequeñas concentraciones de ion hidrógeno acuoso o iones hidronio y de iones hidróxido en el agua pura. Durante la *disociación,* los iones de los compuestos *iónicos* (sólidos cristalinos) se separan mediante la acción del disolvente para formar iones hidratados. En la *ionización,* los compuestos *covalentes* se disuelven en agua y crean iones después del rompimiento de un enlace covalente (sección 15.3).

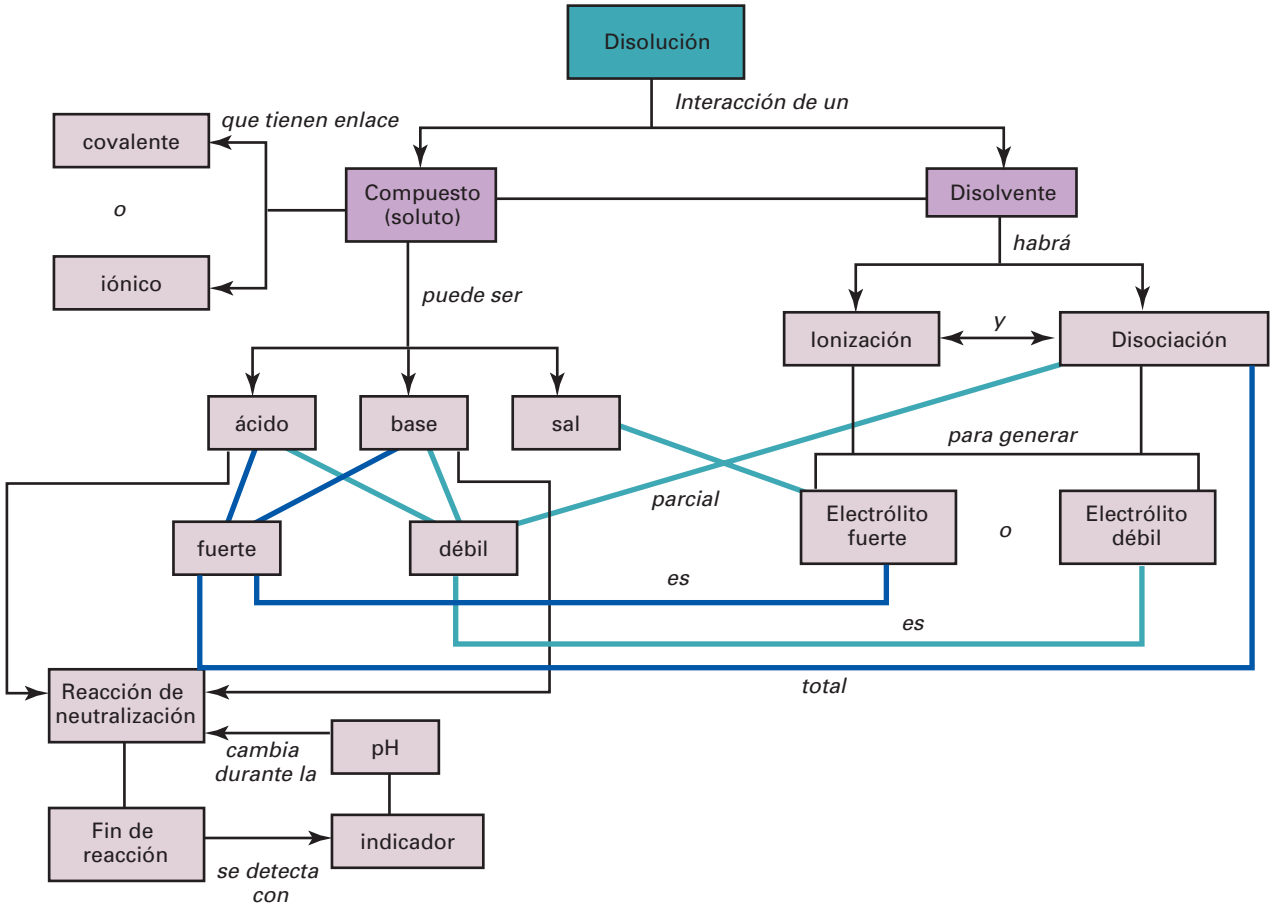
Los ácidos y las bases participan en tres tipos generales de reacciones: (1) reacciones entre un ácido y un metal, (2) reacciones entre una base y una sal para dar un precipitado y (3) reacciones de neutralización. En un proceso que se llama *titulación*, los químicos utilizan la reacción de neutralización y la estequiometría para determinar la concentración de un ácido y una base (sección 15.4).

Las concentraciones precisas de los ácidos y las bases se expresan en términos del pH o del pOH de la disolución. El pH se define como el logaritmo negativo de la concentración de iones hidrógeno, y el pOH como el logaritmo negativo de la concentración de iones hidróxido. La suma del pH y el pOH es igual a 14 (sección 15.5).

Los *electrólitos* son sustancias que producen iones en disolución acuosa y forman disoluciones que conducen la corriente eléctrica. Los *no electrólitos* son sustancias que no producen iones en disolución acuosa y por tanto forman disoluciones que no conducen la corriente eléctrica. Los electrólitos se dividen en *fuertes y débiles*, según su capacidad para conducir electricidad. A mayor cantidad de iones presentes en la disolución, mejor conducción eléctrica. Por tanto, los ácidos y bases fuertes y las sales iónicas son electrólitos fuertes (sección 15.6).

Las *ecuaciones iónicas* expresan una reacción química en términos de los iones de los compuestos que existen principalmente en forma iónica en disolución acuosa. La representación de estas ecuaciones requiere: (1) completar las ecuaciones, (2) identificar los ácidos y las bases, fuertes y débiles, y los no electrólitos, y (3) seguir las reglas para la solubilidad de las sustancias inorgánicas en agua (secciones 15.7 y 15.8).

Diagrama temático



Ejercicios

1. Defina o explique los siguientes términos (el número entre paréntesis se refiere a la sección del texto donde se menciona cada uno):

a. indicadores (15.1)

b. ácido (definición de Arrehenius) (15.1)

c. base (definición de Arrehenius) (15.1)

d. ácido (definición de Brønsted-Lowry) (15.1)

e. base (definición de Brønsted-Lowry) (15.1)

f. ácido conjugado (15.1)

g. base conjugada (15.1)

h. anfolito (15.1)

i. disociación (15.3)

j. ionización (15.3)

k. titulación (15.4)

l. punto de equivalencia (15.4)

m. punto final (15.4)

n. pH (15.5)

o. pOH (15.5)

p. electrólito (15.6)

q. no electrólito (15.6)

r. ecuaciones iónicas (15.7)

2. Diga cuál es la diferencia entre:

a. un ácido de Arrehenius y un ácido de Brønsted-Lowry

b. una base de Arrehenius y una base de Brønsted-Lowry

c. un ion hidrógeno y un ion hidróxido

d. ionización y disociación

e. electrólito fuerte y electrólito débil

f. punto de equivalencia y punto final

Ácidos y bases (véase la sección 15.1)

3. Enumere por lo menos tres características generales de un ácido y de una base.

Electrólitos en comparación con los no electrólitos (véase la sección 15.6)

4. Nombre por lo menos cuatro electrólitos fuertes, cuatro electrólitos débiles y cuatro no electrólitos.

5. Explique con sus propias palabras por qué el ácido acético puro no produce el encendido de la lámpara durante la prueba de conducción de electricidad y el ácido acético diluido sí la enciende.

Problemas

Ácidos y bases (véase la sección 15.1)

6. Clasifique cada una de las siguientes sustancias como un ácido o una base de acuerdo con la teoría de Arrehenius.

a. $HNO_3(ac)$ **b.** $KOH(ac)$ **c.** $Ca(OH)_2(ac)$

d. $HCl(ac)$ **e.** $H_2SO_4(ac)$ **f.** $NaOH(ac)$

7. Clasifique cada una de las siguientes sustancias como ácido, base o anfolito, según la teoría de Brønsted-Lowry.

a. NH_4^+ **b.** HCO_3^- **c.** H_2O

d. H_3O^+ **e.** H_2SO_4 **f.** HSO_4^-

8. A partir de las siguientes ecuaciones de reacción, identifique el par ácido-base conjugado.

a. $H_2SO_4(ac) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(ac) + HSO_4^-(ac)$

b. $H_2O(l) + HSO_4^-(ac) \rightleftharpoons SO_4^{2-}(ac) + H_3O^+(ac)$

La fuerza de los ácidos y de las bases (véase la sección 15.2)

9. Clasifique cada una de las siguientes sustancias como ácido fuerte, ácido débil, base fuerte o base débil.

a. disolución de ácido clorhídrico (HCl)

b. disolución de amoniaco (NH_3)

c. disolución de ácido cianhídrico (HCN)

d. disolución de hidróxido de potasio

10. El ácido perclórico ($HClO_4$) es una sustancia fuertemente ácida, mientras que el ácido hipocloroso (HClO) no lo es. Escriba un par de ecuaciones químicas balanceadas que describan los diferentes comportamientos de estos dos compuestos en disolución acuosa. (*Sugerencia:* ¿En qué medida el ácido hipocloroso produce iones hidrógeno en disolución?)

Reacciones de ácidos y bases (véase la sección 15.4)

11. Complete y balancee las siguientes ecuaciones químicas de la reacción entre un ácido y un metal.

a. ácido clorhídrico + zinc metálico →

b. ácido bromhídrico + cadmio metálico →

c. ácido clorhídrico + plata metálica →

12. Complete y balancee las siguientes ecuaciones químicas de la reacción entre una base y una sal para dar un compuesto insoluble.

a. hidróxido de sodio + nitrato de aluminio →

b. hidróxido de bario + cloruro de hierro(III) →

c. hidróxido de potasio+ bromuro de níquel(II) →

13. Complete y balancee las siguientes ecuaciones químicas de la reacción entre un ácido y una base.

a. ácido clorhídrico + hidróxido de potasio →

b. ácido nítrico + hidróxido de bario →

c. ácido sulfúrico + hidróxido de sodio →

(*Sugerencia:* Ambos hidrógenos reaccionan en el ácido sulfúrico.)

14. Si se necesitan 25.00 mL de disolución de ácido clorhídrico 0.100 *M* para neutralizar 55.00 mL de una disolución de hidróxido de sodio hasta el punto final detectado con fenolftaleína, calcule la molaridad de la disolución de hidróxido de sodio.

15. Si se requieren 12.40 mL de una disolución de ácido clorhídrico 0.100 *M* para neutralizar 32.00 mL de una disolución diluida de agua de cal (hidróxido de calcio) hasta el punto final del rojo metilo, calcule la molaridad del agua de cal.

16. Si 22.00 mL de disolución de hidróxido de potasio requieren 16.40 mL de una disolución de ácido clorhídrico 0.150 *M* para la neutralización hasta el punto final

detectado azul de bromotimol, calcule la molaridad de la disolución de hidróxido de potasio.

17. Si se necesitan 37.50 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0.500 *M* para neutralizar 25.00 mL de una disolución de ácido clorhídrico hasta el punto final de la fenolftaleína, calcule: (a) la molaridad y (b) el porcentaje de la masa (densidad de la disolución = 1.013 g/mL) de la disolución del ácido clorhídrico.

18. El vinagre es una disolución diluida de ácido acético. Durante la titulación de 5.00 mL de vinagre, se gastaron 37.70 mL de disolución de hidróxido de sodio 0.105 *M* para neutralizarlo hasta el punto final detectado con fenolftaleína. Calcule: (a) la molaridad y (b) el porcentaje referido a la masa del vinagre (densidad de la disolución = 1.007 g/mL).

19. Si se disuelven en agua 0.650 g de carbonato de sodio puro y la disolución se titula con 30.80 mL de ácido clorhídrico hasta el punto final detectado con anaranjado de metilo, calcule la molaridad de la disolución de ácido clorhídrico. (*Sugerencia:* En el punto final detectado con anaranjado de metilo, el ion carbonato se transforma en dióxido de carbono).

20. Si 0.200 g de hidróxido de sodio puro se titulan con 5.70 mL de disolución de ácido clorhídrico hasta el punto final alcanzado con la fenolftaleína, calcule: (a) la molaridad y (b) el porcentaje referido a la masa de la disolución de ácido clorhídrico (densidad de la disolución = 1.016 g/mL).

21. Durante la titulación de una disolución de hidróxido de sodio 0.125 *N*, se gastaron 28.50 mL de disolución de ácido sulfúrico 0.155 *N* para neutralizar el hidróxido de sodio en reacciones en las que se reemplazaron ambos iones hidrógeno. Calcule la cantidad en mililitros de disolución de hidróxido de sodio que se gastaron en la reacción.

22. Durante la titulación de 24.50 mL de una disolución de hidróxido de potasio de concentración desconocida, se gastaron 35.70 mL de ácido sulfúrico 0.110 *N* para neutralizar el hidróxido de potasio en reacciones en las cuales reaccionaron los dos iones hidrógeno del ácido sulfúrico. Calcule: (a) la normalidad, y (b) la molaridad de la disolución de hidróxido de potasio.

pH y pOH (véase la sección 15.5)

23. Calcule el pH y el pOH de las siguientes disoluciones:

- **a.** la concentración de ion hidrógeno es de 1.0×10^{-9} mol/L
- **b.** la concentración de ion hidrógeno en el amoniaco de uso casero es de 2.0×10^{-12} mol/L
- **c.** la concentración de ion hidrógeno en la leche comercial es de 2.0×10^{-7} mol/L
- **d.** la concentración de ion hidrógeno en la leche agria es de 6.3×10^{-7} mol/L
- **e.** la concentración de ion hidrógeno en el refresco 7-Up es de 2.5×10^{-4} mol/L

24. Calcule el pH y el pOH de las siguientes disoluciones:

- **a.** la concentración de ion hidrógeno es de 2.4×10^{-6} mol/L
- **b.** la concentración de ion hidrógeno en el vinagre es de 7.9×10^{-4} mol/L
- **c.** la concentración de ion hidrógeno en una disolución diluida (0.133%) de ácido cítrico que se encuentra en diferentes frutas es de 1.4×10^{-3} mol/L

d. la concentración de ion hidrógeno en el agua de mar es de 5.3×10^{-9} mol/L

e. la concentración de ion hidrógeno en una muestra de orina humana es 8.6×10^{-6} mol/L

25. En general, el sabor del bizcocho envinado es mejor si la concentración de ion hidrógeno está entre 1.0×10^{-8} y 3.2×10^{-8} mol/L.

a. Calcule este intervalo en la escala de pH.

b. Con una concentración de ion hidrógeno menor que 1.0×10^{-8} mol/L el bizcocho tiene un sabor amargo y jabonoso. Explique por qué.

26. La concentración de ion hidrógeno en los suelos varía mucho. En los bosques, la concentración de ion hidrógeno en el suelo es de alrededor de 3.2×10^{-5} mol/L, mientras que en los suelos desérticos la concentración de ion hidrógeno es de casi 1.0×10^{-10} mol/L. La mayor concentración de ion hidrógeno en el suelo de los bosques ocurre debido a que la descomposición de la materia orgánica da como resultado la formación de dióxido de carbono. Calcule el pH y el pOH para: (a) el suelo de los bosques, y (b) el suelo de los desiertos.

27. Calcule la concentración de ion hidrógeno en mol/L de cada una de las siguientes disoluciones:

a. una disolución cuyo pH es 6.20

b. una disolución cuyo pH es 9.60

c. una disolución cuyo pOH es 2.50

d. una disolución cuyo pOH es 12.00

e. una disolución cuyo pOH es 4.77

28. Calcule la concentración de ion hidróxido en mol/L de cada una de las siguientes disoluciones:

a. una disolución cuyo pOH es 5.00

b. una disolución cuyo pOH es 9.60

c. una disolución cuyo pH es 5.70

d. una disolución cuyo pH es 8.20

e. una disolución cuyo pH es 5.40

29. El agua de lluvia tiene un pH de 4.00. Calcule su concentración de ion hidrógeno en mol por litro. Explique por qué el agua es ácida en lugar de neutra.

30. En California, el pH de las brumas ácidas ha caído hasta 1.90. Calcule su concentración de ion hidrógeno en mol por litro.

Ecuaciones iónicas (véanse las secciones 15.7 y 15.8). (*Sugerencia:* Primero repase el capítulo 9 para completar y balancear estas ecuaciones).

31. Complete y balancee las siguientes ecuaciones químicas, escríbalas como ecuaciones iónicas totales y como ecuaciones iónicas netas. Indique cualquier precipitado con una (*s*) y cualquier formación de gas con una (*g*).

a. $BaCl_2(ac) + (NH_4)_2CO_3(ac) \rightarrow$

b. $Fe(NO_3)_3(ac) + NH_3(ac) + H_2O(l) \rightarrow$

(*Sugerencia:* véase el ejemplo 15.12).

c. $SrCl_2(ac) + K_2CO_3(ac) \rightarrow$

d. $Na_2CO_3(ac) + HCl(ac) \rightarrow$

e. $KCl(ac) + AgNO_3(ac) \rightarrow$

f. $Al(s) + HCl(ac) \rightarrow$

g. $CO_2(ac) + Ca(OH)_2(ac) \rightarrow$

h. $SrCO_3(ac) + HC_2H_3O_2(ac) \rightarrow$

i. $Fe(s) + CuSO_4(ac) \rightarrow$

j. $CdCl_2(ac) + H_2S(ac) \rightarrow$

32. Complete y balancee las siguientes ecuaciones químicas. Escríbalas como ecuaciones iónicas totales y como ecuaciones iónicas netas. Indique la formación de cualquier precipitado con una (*s*) y la formación de un gas con una (*g*):

a. $CuCl_2(ac) + H_2S(ac) \rightarrow$

b. $MgSO_4(ac) + NaOH(ac) \rightarrow$

c. $CaO(s) + HCl(ac) \rightarrow$

d. $FeCl_3(ac) + NH_3(ac) + H_2O(l) \rightarrow$

(*Sugerencia:* véase el ejemplo 15.12).

e. $FeSO_4(ac) + (NH_4)_2S(ac) \rightarrow$

f. $Al(OH)_3(s) + HCl(ac) \rightarrow$

g. $H_3PO_4(ac) + KOH(ac) \rightarrow$

h. $MgCl_2(ac) + Na_2CO_3(ac) \rightarrow$

i. $Cl_2(g) + NaBr(ac) \rightarrow$

j. $BiCl_3(ac) + H_2S(ac) \rightarrow$

Problemas generales

33. Si 1.50 g de hidróxido de potasio al 80.0% referido a la masa se disuelve en agua y se titula con 10.00 mL de una disolución de ácido clorhídrico, calcule: (a) la molaridad, (b) el porcentaje referido a la masa (densidad de la disolución = 1.037 g/mL) y (c) la normalidad de la disolución de ácido clorhídrico.

34. Una teoría que se utiliza para explicar cómo la lluvia ácida destruye los bosques es que el ácido solubiliza las sales de aluminio que normalmente son *insolubles* y que están en el suelo. Estas sales de aluminio *solubles* las toman las raíces de los árboles y son tóxicas para ellos. Suponiendo que la sal insoluble del suelo es AlZ_3 (Z = anión orgánico poliatómico) y que la lluvia ácida es ácido nítrico (disolución acuosa diluida), escriba y balancee la ecuación de esta reacción. Escriba la ecuación iónica y la ecuación iónica neta de la reacción.

35. La acidez del jugo de limón (tabla 15.4) se debe a la presencia de 5 a 8% del ácido débil conocido como ácido cítrico ($C_6H_8O_7$). Para la neutralización de 0.421 g de una muestra de ácido cítrico se gastaron 30.60 mL de hidróxido de sodio 0.215 *M*. (a) ¿Cuántos hidrógenos ácidos están presentes en el ácido cítrico? (b) Escriba una ecuación iónica neta balanceada que represente la reacción descrita. [*Sugerencia:* En la parte (a) compare la cantidad de mol de ion hidróxido con la cantidad de mol de ácido cítrico].

36. El ácido pícrico se utiliza en la producción de explosivos y cerillos, así como en otras diversas industrias. Tiene un hidrógeno ácido que puede titularse con hidróxido

de sodio acuoso. Una muestra de 0.2690 g de ácido pícrico requiere 12.20 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0.0961 *M* para neutralizar el hidrógeno ácido. ¿Cuál es la masa molar y la masa molecular del ácido pícrico?

Cuestionario A del capítulo 15 (secciones 15.1 y 15.4)

Puede utilizar la tabla periódica.

1. Clasifique cada uno de los siguientes compuestos como ácidos, bases o anfolitos, de acuerdo con la teoría Brønsted-Lowry.

a. $H_2SO_4(ac)$ **b.** $HSO_4^-(ac)$ **c.** $SO_4^{2-}(ac)$ **d.** $H_2O(l)$

2. Si se necesitan 28.70 mL de hidróxido de sodio 0.375 *M* para neutralizar 40.00 mL de una disolución de ácido clorhídrico hasta el punto final alcanzado con la fenolftaleína, calcule la molaridad de la disolución de ácido clorhídrico.

3. Si se disolvieron en agua 0.700 g de carbonato de sodio y la disolución se tituló con 37.50 mL de disolución de ácido clorhídrico hasta el punto final detectado con anaranjado de metilo, calcule la molaridad de la disolución de ácido clorhídrico. (Na = 23.0 uma, C = 12.0 uma y O = 16.0 uma). (*Sugerencia:* Cuando se utiliza anaranjado de metilo como indicador de fin de reacción se considera que el ion carbonato se transforma en dióxido de carbono).

4. En la titulación de 34.50 mL de una disolución de hidróxido de sodio de concentración desconocida, se necesitaron 25.60 mL de una disolución de ácido sulfúrico 0.108 *N* para neutralizar el hidróxido de sodio en una reacción en la que intervienen los dos iones hidrógeno del ácido sulfúrico. Calcule la normalidad de la disolución de hidróxido de sodio.

Cuestionario B del capítulo 15 (secciones 15.5 a la 15.8)

Puede utilizar la tabla periódica, las reglas para la solubilidad de las sustancias inorgánicas en agua, y la serie electromotriz (o de actividad).

1. Calcule el pH y el pOH de las siguientes disoluciones:

a. $[H^+] = 6.0 \times 10^{-8}$ mol/L **b.** $[H^+] = 1.3 \times 10^{-7}$ mol/L

2. Calcule la concentración de ion hidrógeno en mol/L de cada una de las siguientes disoluciones:

a. pH = 4.50 **b.** pH = 9.60

3. Complete y balancee las siguientes ecuaciones químicas, escríbalas como ecuaciones iónicas totales y como ecuaciones iónicas netas. Indique la formación de cualquier precipitado con una (*s*) y la formación de gas con una (*g*).

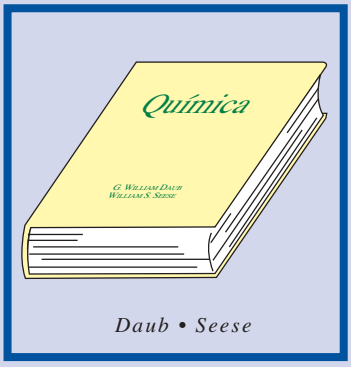
a. $CdSO_4(ac) + NaOH(ac) \rightarrow$ **b.** $Zn(s) + HCl(ac) \rightarrow$

c. $Zn^{2+}(ac) + H_2S(ac) \rightarrow$

Compuesto ($CaCO_3$)

El compuesto CARBONATO DE CALCIO: desde los libros de química hasta ¡el alivio para el estómago!

Desde



Nombre: Carbonato de calcio es el nombre químico de la sal que se forma a partir de los iones calcio (Ca^{2+}) y el ion carbonato (CO_3^{2-}).

Apariencia: El carbonato de calcio es un sólido cristalino blanco cuando se encuentra en estado puro, pero toma otros colores cuando se le incorporan trazas de materiales en la estructura cristalina.

Abundancia: El carbonato de calcio se encuentra en la naturaleza en una variedad de formas. Los depósitos de piedra caliza son principalmente de carbonato de calcio, como el mármol y el gis. Las estructuras geológicas como las estalactitas, estalagmitas, arrecifes de coral y toba también son depósitos de carbonato de calcio sólido (véase la figura 9.11).

Origen: Originalmente, el carbonato de calcio puro era preparado haciendo reaccionar cloruro de calcio ($CaCl_2$) y carbonato de sodio. Sin embargo, era difícil la eliminación de todo el cloruro de sodio (NaCl) contaminante. Ahora, los depósitos de carbonato de calcio que se encuentran en la naturaleza (piedra caliza, gis y otros) se someten a un proceso de tres pasos para obtener el material puro. Los productos del primer paso, cal (CaO) y dióxido de carbono (CO_2), pueden purificarse con facilidad antes de volverse a combinar en el paso 3.

(1) $CaCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} CaO(s) + CO_2(g)$

(2) $CaO(s) + H_2O(l) \longrightarrow Ca(OH)_2(ac)$

(3) $CO_2(g) + Ca(OH)_2(ac) \xrightarrow{\Delta} CaCO_3(s) + H_2O(g)$

El producto resultante consiste en cristales de tamaño uniforme que son apropiados para diversos procesos industriales y de manufactura.

Usos: El uso más importante del carbonato de calcio es en la industria del papel, la cual consume 75% del carbonato de calcio que se produce en Estados Unidos. El carbonato de calcio actúa como material de carga en la elaboración del papel. Al servir como relleno entre las fibras que constituyen el papel, el carbonato de calcio hace que el papel sea más denso, más suave y más blanco. Este papel también recibe la tinta de impresión con mayor efectividad.

El carbonato de calcio también se utiliza en formulaciones de pintura. Como resultado de su uso, las pinturas cubren mejor y tienen un brillo más uniforme. Además, las tintas, las masillas, los impermeabilizantes, los selladores y algunos adhesivos contienen carbonato de calcio como material de relleno y agente de refuerzo.

Acontecimientos raros: Puesto que el carbonato de calcio es incoloro, inodoro, insípido y no tóxico, se encuentra en diversos productos diseñados para uso cosmético y farmacológico de la gente. Es el ingrediente activo que neutraliza la acidez estomacal en diferentes antiácidos, puede utilizarse como abrasivo suave en las pastas dentales y sirve como material de carga en algunos cosméticos. Las personas que necesitan calcio complementario pueden utilizar carbonato de calcio para este propósito.

Química sustentable y CTS

Contaminación del suelo, un problema que nos preocupa a todos

El suelo procede de la interacción de la litosfera, la atmósfera y la biosfera. El suelo es el resultado de la descomposición de la roca madre, por factores climáticos y la acción de los seres vivos. Esto implica que el suelo tiene una fracción mineral y otra biológica. Es esta condición de compuesto organomineral, lo que le permite ser el sustento de multitud de especies vegetales y animales.

Un suelo está constituido por cuatro partes principales: el aire, el agua, la materia mineral y la materia orgánica. Se considera una composición media de un suelo, dentro de las condiciones más favorables, aquélla en la que el aire y el agua ocupan la mitad del volumen total. La otra mitad está constituida mayoritariamente por la materia mineral (95 a 98%), el resto corresponde a la materia orgánica (de 2 a 5%).Por regla general, los componentes gruesos y las arenas no retienen ni el agua ni los elementos nutritivos; por el contrario, los limos y sobre todo las arcillas, tienen la capacidad de retener el agua y los iones, lo que los hace aptos para la alimentación de la planta.

Contaminantes de los suelos

Se entiende por suelo contaminado, una porción delimitada de terreno (superficial y subterráneo), cuyas cualidades originales han sido modificadas por la acción humana al incorporarse algún factor que podría ser físico, biológico o químico. Los grupos más característicos y peligrosos de contaminantes químicos son los metales pesados, los contaminantes orgánicos y los residuos.

Los residuos industriales son los contaminantes principales de los suelos, los cuales se clasifican como: residuos inertes (no representan riesgo alguno para el medio ambiente); residuos urbanos (son los residuos fermentables y combustibles obtenidos en las distintas actividades de los núcleos de población; residuos especiales (son un grave riesgo para la salud humana y el medio ambiente). Entre estos residuos especiales, distinguimos los residuos tóxicos y peligrosos radiactivos.

Fuentes de contaminación

El abandono o depósito en el suelo de todo tipo de contaminantes, ha sido durante décadas una solución efectiva y barata para deshacerse de los residuos. En los años sesenta y setenta, se evidencia el error de estas prácticas al producirse en diversos países notables casos de intoxicación en la población por los residuos enterrados durante años.

Las formas de contaminación de un suelo con origen antropogénico común, se clasifican en superficial, subterránea, vertido alevoso, vertido no alevoso, contaminación difusa y contaminación puntual.

Transporte y dispersión de los contaminantes

A partir de un contaminante en el suelo, se pueden desencadenar una serie de procesos de movilización del mismo, cuya acción efectiva dependerá, por una parte, de la composición y características físico-químicas de la sustancia y por otra, de las características geoquímicas del suelo. El agua y en menor medida el aire, son los agentes dispersantes de la contaminación presente en el suelo.

Efectos de la contaminación

Dada la facilidad de transmisión de contaminantes del suelo a otros medios como el agua o la atmósfera, serán estos factores los que generen efectos nocivos, aun siendo el suelo el responsable indirecto del daño.

La presencia de contaminantes en un suelo supone la existencia de potenciales efectos nocivos para el hombre, la fauna en general y la vegetación. Estos efectos tóxicos dependerán de las características toxicológicas de cada contaminante y de la concentración del mismo. De forma general, la presencia de contaminantes en el suelo se refleja de forma directa sobre la vegetación induciendo su degradación. En el hombre, los efectos se restringen a la ingestión y al contacto dérmico, que en algunos casos ha terminado en intoxicaciones por metales pesados o por compuestos orgánicos volátiles o semivolátiles.

Uno de los mayores problemas que tiene la sociedad actual es precisamente la gestión de los residuos, muchas veces su tratamiento consiste en trasladarlos de un medio a otro. El almacenamiento de residuos sólidos urbanos en un vertedero, puede producir diversos efectos sobre el aire y las aguas superficiales y subterráneas, cuando no existe una salida adecuada de los gases que emanan y una buena recogida y tratamiento de los lixibiados líquidos, puede haber incendios y explosiones, así como la contaminación de las aguas.

Desde los años setenta, a nivel mundial, se ha observado un cambio de actitud con respecto a la gestión de los residuos. A partir de entonces, se han instituido programas en donde se nota claramente este cambio de actitud. A continuación se muestran los diferentes programas que se han presentado.

1er programa (1973-1976), la gestión estaba encaminada fundamentalmente al tratamiento y eliminación de residuos.

2º, 3er y 4º programas (1971-1981; 1982-1986 y 1987-1992), optan por la minimización de los residuos, es decir, evitar que estos lleguen a producirse para no tener que tratarlos o eliminarlos.

5º programa (1993-2000), continúan con la minimización de los residuos, estableciéndose una jerarquía de opciones a la hora de gestionarlos. 1) No generación de residuos. 2) Fomento de reutilización y reciclaje. 3) Optimización del tratamiento o eliminación.

Control de la contaminación de suelos

Se define el tratamiento y recuperación de suelos contaminados como un conjunto de operaciones que se deben realizar con el objetivo de controlar, disminuir o eliminar los contaminantes y sus efectos. Una de las posibles divisiones de los sistemas de tratamiento se establece en función de tres categorías de actuación, esto es, la no recuperación, la contención o el aislamiento de la contaminación o la recuperación.

Evaluación de la contaminación

El concepto de evaluación del medio ambiente es de gran importancia. La evaluación implica la utilización de numerosas herramientas con objeto de conocer y valorar una situación, permitiendo el posterior planteamiento de actuaciones. Toda evaluación requiere como mínimo una toma de muestra y datos en campo, y un posterior análisis de laboratorio.

Referencias

www.eco.sitio.com.ar/contaminacion_del_suelo.htm

http://club.telepolis.com/geografo/biogeografia/suelo.htm

Explícalo tú: ¡Para gastar una broma! Test del mal aliento

Objetivo: Mostrar mediante el cambio de color de una disolución, la reacción ácido-base del dióxido de carbono con el agua, en presencia de un ácido o una base fuerte.

En un matraz Erlenmeyer de 25 mL, colocar 15 mL de HCl 0.001 *M*, en otro 15 mL de NaOH 0.001 M y en un tercero 15 mL de agua destilada recientemente hervida y fría. A cada matraz agregar 2 gotas de indicador universal (también se puede utilizar extracto de col morada). Introducir un popote dentro de cada disolución.

Seleccionar tres alumnos(as) y a cada uno darles una de las disoluciones anteriores, indicándoles que con la ayuda del popote soplen dentro de cada disolución por espacio de aproximadamente 30 segundos. Posteriormente, se les señala que la disolución que haya cambiado de color indica que la persona tiene mal aliento. (Sólo se hace para llamar la atención de los alumnos(as), habrá que manejarlo con cautela para no herir susceptibilidades).

Al final se aclara que se trata de una broma, y se invita al estudiante a que reflexione en lo que sucedió realmente.

(1)

(2)

(1) NaOH 0.001 M con 2 gotas de indicador universal C.

(2) Misma disolución después de soplar dentro de ella.

Capítulo 16

Ecuaciones de oxidación-reducción y electroquímica

Un alambre de cobre queda incrustado con cristales de plata metálica después de sumergirlo en una solución de nitrato de plata. El tinte azuloso de la solución se debe a los iones de Cu^{2+} que se producen a lo largo de la plata metálica en la reacción de oxidación-reducción:

$$Cu(s) + 2\,Ag^{+}(ac) \rightarrow Cu^{2+}(ac) + 2\,Ag(s)$$

Objetivos del capítulo 16

1. Definir qué es oxidación, reducción, agente oxidante y agente reductor (sección 16.1).
2. Calcular el número de oxidación de un elemento que está presente en un compuesto o ion (sección 16.2).
3. Balancear las ecuaciones químicas de las reacciones de oxidación-reducción utilizando el método del número de oxidación e identificar las sustancias que se oxidan y las que se reducen, así como los agentes oxidantes y los reductores (sección 16.3).
4. Balancear las ecuaciones químicas de las reacciones de oxidación-reducción utilizando el método del ion electrón e identificar las sustancias que se oxidan y las que se reducen, así como los agentes oxidantes y los reductores (sección 16.4).
5. Explicar el funcionamiento de una celda electrolítica y conocer ejemplos de sus usos prácticos (sección 16.5).
6. Explicar el funcionamiento de una celda voltaica y saber cómo se genera la electricidad (sección 16.6).
7. Explicar los dos tipos básicos de baterías incluyendo las semirreacciones para cada una de ellas y saber dónde se llevan a cabo estas reacciones —en el ánodo o en el cátodo (sección 16.7).
8. Explicar el proceso de corrosión tomando en cuenta las semirreacciones y dónde se llevan a cabo —en el ánodo o en el cátodo (sección 16.7).

Cuenta regresiva

Elemento	Unidades de masa atómica (uma)
Mg	24.3
Cl	35.5

Puede utilizar la tabla periódica, la serie electromotriz (o de actividad) y las reglas de solubilidad para las sustancias inorgánicas en agua.

5. Diga cuál es la abreviatura y la carga relativa de cada una de las siguientes partículas subatómicas (sección 4.3):

a. protón (p o p^+ y 1+)
b. neutrón (n o n^0 y 0)
c. electrón (e^- y 1−)

4. Dibuje el diagrama de la estructura de las siguientes sustancias e indique la cantidad de protones y de neutrones presentes en el núcleo y la distribución de los electrones en los niveles principales de energía (secciones 4.6 y 6.4):

Nivel principal de energía

		1	2	3
a.	$^{24}_{12}Mg$	(12p 12n) $2e^-$	$8e^-$	$2e^-$
b.	$^{24}_{12}Mg^{2+}$	(12p 12n) $2e^-$	$8e^-$	2^+
c.	$^{35}_{17}Cl$	(17p 18n) $2e^-$	$8e^-$	$7e^-$
d.	$^{35}_{17}Cl^-$	(17p 18n) $2e^-$	$8e^-$	$8e^-$ 1^-

3. Haga la predicción de los productos que se forman en las siguientes ecuaciones de sustitución única y balancéelas utilizando la serie electromotriz (o de actividad) y la tabla periódica (sección 9.8).

a. $Mg(s) + HCl(ac) \rightarrow$
$[Mg(s) + 2\,HCl(ac) \rightarrow MgCl_2 + H_2]$

b. $Mg(s) + SnCl_2(ac) \rightarrow$
$[Mg(s) + SnCl_2(ac) \rightarrow MgCl_2 + Sn]$

2. Calcule la cantidad de kilogramos de magnesio que se producen cuando se hace pasar una corriente eléctrica a través de 4.00 kg de cloruro de magnesio fundido, de acuerdo con la siguiente ecuación química balanceada (sección 10.4):

$$MgCl_2(l) \xrightarrow[\text{corriente}]{\text{eléctrica}} Mg(s) + Cl_2(g)\ (1.02\ kg)$$

1. Calcule la cantidad de litros de cloro (a TPN) que pueden producirse cuando se hace pasar una corriente eléctrica a través de 2.50 kg de cloruro de magnesio fundido, de acuerdo con la anterior ecuación química balanceada. (588 L)

Reacción de oxidación-reducción (redox) Tipo de reacción química en la que una sustancia transfiere a otra los electrones (introducción al capítulo 16).

Una **reacción de oxidación-reducción (redox)** es un tipo de reacción química en la cual una sustancia transfiere electrones a otra sustancia. Aunque es posible que usted nunca haya escuchado hablar de ellas, las reacciones de oxidación-reducción son muy importantes en nuestra vida. Por ejemplo, el funcionamiento de la batería de su automóvil se debe a una reacción de oxidación-reducción. Las baterías que dan la energía a su linterna o a su calculadora también implican reacciones de oxidación-reducción. El blanqueador que mantiene su ropa blanca, los antisépticos que lo protegen de infecciones y los procedimientos que revelan sus fotos son reacciones de oxidación-reducción. La electrodeposición de los utensilios de plata y joyería, y la producción de microcircuitos de computadora también dependen de una reacción de óxido-reducción. Más importante aún, los procesos que su cuerpo realiza para metabolizar los alimentos hasta obtener energía incluyen reacciones de oxidación-reducción.

En este capítulo vamos a ver la naturaleza de las reacciones de oxidación-reducción y a mostrar cómo balancear ecuaciones que implican estas reacciones. Como veremos, estas reacciones algunas veces *requieren* y otras veces *producen* electricidad y son la base de diversos productos modernos.

16.1 Oxidación y reducción

En el capítulo 15 definimos las reacciones ácido-base como las reacciones en las que hay una transferencia de protones. Por el contrario, podemos definir las *reacciones de oxidación-reducción (redox)* como aquellas reacciones en las que hay transferencia de electrones. La **oxidación**, que alguna vez mencionamos sólo para reacciones con el oxígeno, ahora la definiremos como cualquier reacción química en la cual una sustancia *pierde electrones*. La **reducción** es una reacción química en la cual una sustancia *gana electrones*. Una manera de recordar estos dos términos es utilizando nemotecnia —un método diseñado para ayudar a la memoria. La figura 16.1 aplica esta definición en un ejemplo químico con calcio que se va a oxidar y azufre que se va a reducir.

Oxidación: Una reacción química en la que una sustancia pierde electrones. Su número de oxidación aumenta.

Reducción Una reacción química en la que una sustancia gana electrones. Su número de oxidación disminuye.

Sin embargo, cuando en una reacción química una sustancia se oxida, pierde electrones, y la sustancia que los gana se reduce. La sustancia que se oxida se llama **agente reductor (reductante)** porque produce una reducción en otra sustancia. La sustancia que se va a reducir se llama **agente oxidante (oxidante)** porque produce la oxidación en otra sustancia.

Agente reductor (reductante) En una reacción química de oxidación-reducción, la sustancia que se oxida (pierde electrones).

Agente oxidante (oxidante) En una reacción química de oxidación-reducción, la sustancia que se reduce (gana electrones).

La oxidación y la reducción van de la mano. Es algo análogo a prestar dinero y pedirlo prestado. Usted no puede prestar dinero a menos que haya alguien que le pida prestado. Lo mismo es cierto en la oxidación y reducción. No puede haber oxidación sin reducción, y no puede haber reducción sin oxidación. Los electrones no aparecen de manera espontánea; deben venir de alguna parte. *La oxidación siempre acompaña a la reducción, y la reducción siempre acompaña a la oxidación.*

16.2 Revisión de los números de oxidación

Una manera de expresar la cantidad de electrones que una sustancia pierde o gana en una reacción de oxidación-reducción es asignando un número de oxidación a un átomo. En el capítulo 6 vimos los números de oxidación, y ahora los revisaremos nuevamente.

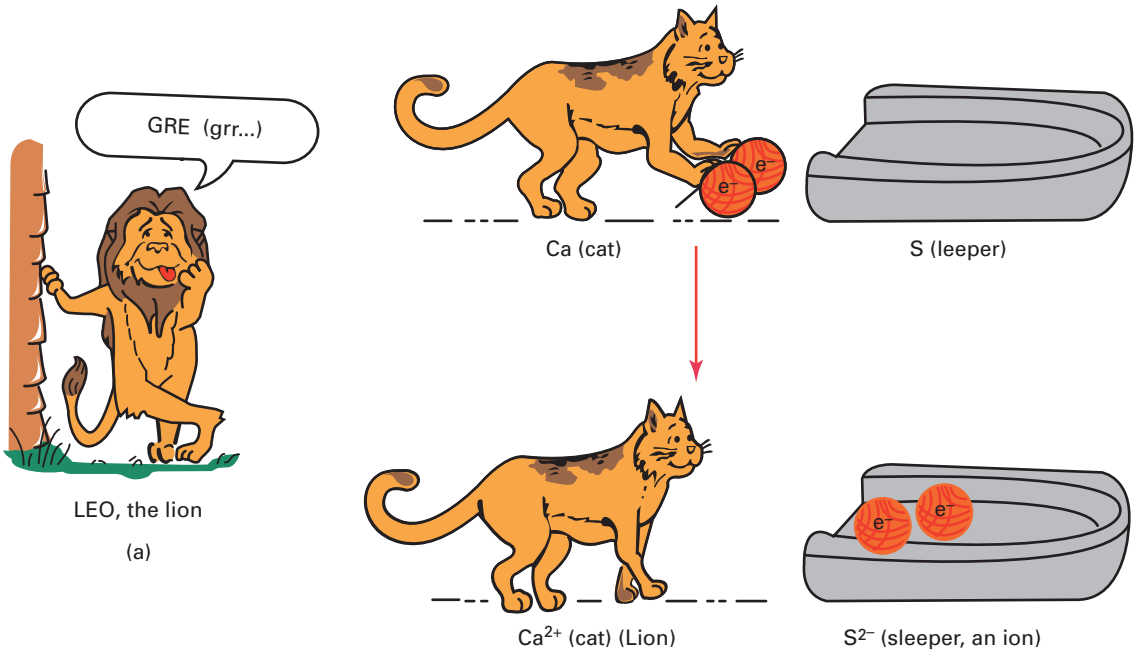


FIGURA 16.1
La nemotecnia ayuda a la memoria, en este caso, se aplica al relacionar el concepto de catión con las raíces de las palabras en inglés *cat* (gato) y *lion* (león).

En la sección 6.3 definimos un **número de oxidación** (o **estado de oxidación**) como un número entero positivo o negativo que se asigna a un elemento en un compuesto o ion. Esta asignación se basa en ciertas reglas (véase la página siguiente). Un *número de oxidación* puede ser 0, positivo o negativo. Se considera que un átomo con número de oxidación 0 tiene la misma cantidad de electrones que hay en un átomo neutro sin combinar. Se considera que un átomo con *número de oxidación positivo* tiene menos electrones que los que hay en un átomo neutro sin combinar. Se considera que un átomo con *número de oxidación negativo* tiene más electrones que los que hay en un átomo neutro sin combinar.

Los números de oxidación no son inherentes a un elemento particular. Antes bien, están asignados de manera que los químicos puedan utilizarlos como un método de "contabilidad" electrónica. Todos los átomos tienen un número de oxidación 0 cuando no están combinados. Su número de oxidación cambia cuando en una reacción ganan o pierden electrones. A un átomo se le asigna un número de oxidación positivo si pierde electrones (recuerde, los electrones tienen carga negativa y la pérdida de una carga negativa hace que un átomo sea más positivo). Un átomo tiene asignado un número de oxidación negativo si gana electrones (queda con carga más negativa). De esta manera, cuando un elemento se oxida aumenta su número de oxidación y cuando un elemento se reduce disminuye su número de oxidación. La figura 16.2 ilustra esta relación.

En la sección 6.3 vimos algunas reglas para asignar los números de oxidación (núm. ox.). A continuación revisaremos estas reglas, las que utilizaremos para calcular los números de oxidación.

Número de oxidación o estado de oxidación Un número entero positivo o negativo, asignado a un elemento en un compuesto o ion. Este número se basa en ciertas reglas. Los números de oxidación son una convención de los químicos. Se trata de un número entero que se asigna a cada elemento presente en un compuesto. Por acuerdo internacional, se acostumbra colocar el

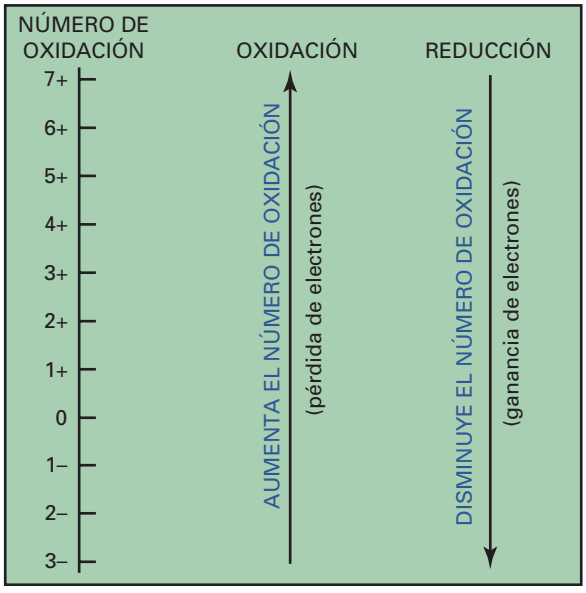


FIGURA 16.2
Oxidación y reducción, cambio en el número de oxidación y transferencia de electrones.

REGLA	ESTADO DEL ELEMENTO	NÚMERO DE OXIDACIÓN (núm. ox.)	EJEMPLO
1	Compuesto neutro	Suma de los no. ox. = 0	NaCl: +1(Na)+ [−1(Cl)] = 0
2	Sin combinar	Cero	Na^0: núm. ox. = 0
3	Ion monoatómico	Igual que la carga iónica	Na^+: núm. ox. = 1+
4	Ion poliatómico	Carga iónica = suma de los no. ox. en todos los átomos	ClO^-: +1(Cl)+ [−2(O)] = 1−
5	Metales combinados con no metales	Positivo	NaCl: Na^+, 1+
	No metales combinados con metales	Negativo	Cl^-, 1−
6	Dos no metales combinados	Átomo más electronegativo-negativo	NO: N, 2+; O, 2−
7	Hidrógeno	Habitualmente 1+, excepto los hidruros 1−	HCl: H, 1+ NaH: H, 1−
8	Oxígeno	Habitualmente 2−, excepto los peróxidos 1−	MgO: O, 2− H_2O_2: O, 1−

EJEMPLO 16.1

Calcule el número de oxidación del elemento que se indica en los siguientes compuestos o iones.

a. P en H_3PO_3

RESULTADO Los números de oxidación (núm. ox.) del H y el O en el compuesto son 1+ y 2− (véanse las reglas 7 y 8, respectivamente). La suma de los números de oxidación de todos los elementos en el compuesto debe ser igual a 0 (véase la regla 1). Por tanto,

$$3(+1) + (\text{núm. ox. de P}) + 3(+2) = 0$$
$$+3 + (\text{núm. ox. de P}) - 6 = 0$$
$$(\text{núm. ox. de P}) - 3 = 0$$
$$(\text{núm. ox. de P} = +3 \qquad \textit{Respuesta}$$

b. P en P_4O_6

RESULTADO El número de oxidación del oxígeno es 2− (véase la regla 8). La suma de los números de oxidación de los elementos debe ser igual a 0 (véase la regla 1). Hay *cuatro* átomos de fósforo, pero debemos calcular para *un* átomo de fósforo. Por tanto,

$$4\,(\text{núm. ox. de P}) + 6(-2) = 0$$
$$4\,(\text{núm. ox. de P}) - 12 = 0$$
$$4\,(\text{núm. ox. de P}) = +12$$
$$\text{núm. ox. de P} = +12/4$$
$$\text{núm. ox. de P} = 3+ \qquad \textit{Respuesta}$$

c. P en PO_2^-

RESULTADO El número de oxidación del oxígeno es 2− (véase la regla 8), y la suma de los números de oxidación de los elementos en el ion debe ser igual a la carga del ion que en este caso es 1− (véase la regla 4). Por tanto,

$$(\text{núm. ox. de P}) + 2(-2) = -1$$
$$(\text{núm. ox. de P}) - 4 = -1$$
$$\text{núm. ox. de P} = +4 - 1$$
$$\text{núm. ox. de P} = +3 \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 16.1
Calcule el número de oxidación del elemento que se indica en cada uno de los siguientes compuestos o iones.

a. Cr en CrO_3 (+6)
b. Cr en CrO_4^{2-} (+6)
c. Cr en CrO_2^- (+3)

Resuelva el problema 5.

16.3 Balanceo de ecuaciones de oxidación-reducción por el método de óxido-reducción

Las ecuaciones de oxidación-reducción (también se utiliza el término redox) pueden balancearse por dos métodos: el del *número de oxidación (método de óxido-reducción)* y el del *ion electrón*. El método del número de oxidación puede utilizarse para las ecuaciones completas (o moleculares) y para las ecuaciones iónicas. Podemos ilustrar ambos tipos con ejemplos.

Al igual que en el balanceo de las ecuaciones completas o moleculares (sección 9.3) y en la representación de las ecuaciones iónicas (sección 15.7), vamos a sugerir unas cuantas reglas para el balanceo de las ecuaciones de oxidación-reducción por el **método del número de oxidación**, un método de balanceo de las ecuaciones de reacción de óxido-reducción que utiliza los números de oxidación de los elementos que intervienen en la reacción. Vamos a ver la reacción entre el carbono y el ácido sulfúrico para ilustrar esas reglas.

Método del número de oxidación Método que se utiliza para balancear las ecuaciones en las reacciones de oxidación-reducción, en el que se utilizan los números de oxidación de los elementos que participan en la reacción.

$$C(s) + H_2SO_4(ac) \xrightarrow{\Delta} CO_2(g) + SO_2(g) + H_2O(l) \text{ (sin balancear)}$$

1. Determine por inspección cuáles elementos *cambian* en su *número de oxidación*. Al principio puede ser que tenga que calcular el número de oxidación de cada

elemento en la ecuación, pero después de balancear unas cuantas ecuaciones de oxidación-reducción, debe ser capaz de reconocer los elementos que cambian en su número de oxidación. En nuestro ejemplo, todos los hidrógenos son 1+ y todos los oxígenos son 2−. (El carbono tiene un número de oxidación 0 en el estado libre). Por tanto, el carbono cambia de 0 a 4+ y el azufre cambia de 6+ a 4+.

2. Escriba arriba de cada elemento que se oxida o que se reduce su *número de oxidación*. Si prefiere puede escribir los números de oxidación abajo de los elementos, pero debe usted ser *consistente*. La ecuación del ejemplo es:

$$\overset{0}{\text{C}} + \text{H}_2\overset{6+}{\text{S}}\text{O}_4 \xrightarrow{\Delta} \text{C}\overset{4+}{\text{O}}_2 + \text{S}\overset{4+}{\text{O}}_2 + \text{H}_2\text{O} \quad \text{(sin balancear)}$$

3. *Determine* el número de *electrones que pierde o que gana* cada uno de los elementos que sufren un cambio en el número de oxidación. Esto puede hacerse mejor dibujando una flecha desde el elemento en el reactivo hasta el elemento en el producto, indicando arriba de las flechas la *cantidad de electrones que se pierde o que se gana en el cambio*. Un cambio en el número de oxidación de 0 a 4+ implica una pérdida de cuatro electrones (recuerde, los electrones son negativos). Un cambio de 6+ a 4+ es una ganancia de dos electrones. La ecuación ejemplo se vuelve:

Clave del estudio: Para ir de 0 a 4^+ deben *perderse* cuatro electrones. Al pasar de 6+ a 4+ se *ganan* dos electrones. *¡Los electrones son negativos!*

$$\overset{\text{pérdida de } 4e^-}{\overset{0}{\text{C}} + \text{H}_2\overset{6+}{\text{S}}\text{O}_4 \xrightarrow{\Delta} \text{C}\overset{4+}{\text{O}}_2 + \text{S}\overset{4+}{\text{O}}_2 + \text{H}_2\text{O}} \quad \text{(sin balancear)}$$
$$\text{ganancia de } 2e^-$$

4. *Balancee* el número de *electrones que se pierden* y el número de electrones *que se ganan*, colocando los coeficientes antes de estos números de manera que el *número total de electrones que se pierde sea igual al número total de electrones que se ganan*. Así, en nuestra ecuación ejemplo debemos multiplicar del número de electrones que se ganan (2) por 2 (en rojo) y del número de electrones que se pierden (4) por 1 (en azul) de manera que el número total de electrones que se pierden sea igual al número total de electrones que se ganan (4).

$$\overset{1 \times (\text{pérdida de } 4e^-)}{\overset{0}{\text{C}} + \text{H}_2\overset{6+}{\text{S}}\text{O}_4 \xrightarrow{\Delta} \text{C}\overset{4+}{\text{O}}_2 + \text{S}\overset{4+}{\text{O}}_2 + \text{H}_2\text{O}} \quad \text{(sin balancear)}$$
$$2 \times (\text{ganancia de } 2e^-)$$

5. *Coloque* estos *coeficientes antes* de las fórmulas correspondientes de los reactivos y complete el balanceo de la ecuación. Si después tenemos que duplicar el coeficiente de la sustancia oxidada o reducida, también debemos duplicar el coeficiente de la sustancia reducida u oxidada, respectivamente. Debemos hacerlo así para que la *cantidad total de electrones que se pierden sea igual a la cantidad total de electrones que se ganan.* Nuestra ecuación ejemplo es:

$$\overset{1 \times (\text{pérdida de } 4e^-)}{\overset{0}{\text{C}} + 2\,\text{H}_2\overset{6+}{\text{S}}\text{O}_4 \xrightarrow{\Delta} \text{C}\overset{4+}{\text{O}}_2 + 2\,\text{S}\overset{4+}{\text{O}}_2 + 2\,\text{H}_2\text{O}} \quad \text{(sin balancear)}$$
$$2 \times (\text{ganancia de } 2e^-)$$

(Debido a que el **1** se sobreentiende antes de carbono, podemos eliminarlo).

6. Coloque una marca de verificación (✓) sobre cada uno de los átomos en ambos lados de la ecuación para asegurarse de que la ecuación está balanceada. Verifique también que en la ecuación los coeficientes se encuentren en la menor proporción posible. En las ecuaciones iónicas, las *cargas netas en ambos lados de la ecuación* deben ser *iguales*. Por tanto, la respuesta a nuestro ejemplo es:

$$\overset{\checkmark}{C} + 2\,\overset{\checkmark\checkmark\checkmark}{H_2SO_4} \xrightarrow{\Delta} \overset{\checkmark\checkmark}{CO_2} + 2\,\overset{\checkmark\checkmark}{SO_2} + 2\,\overset{\checkmark\checkmark}{H_2O} \qquad \textit{Respuesta}$$

El *carbono* aumenta en su número de oxidación y pierde electrones, por tanto se oxida y es el *agente reductor*. El *azufre* (en el H_2SO_4) disminuye su número de oxidación y gana electrones, por tanto el H_2SO_4 se reduce y es el *agente oxidante*.

Ahora vamos a ver algunos ejemplos. En este texto vamos a dar los productos de la reacción de oxidación-reducción debido a que con frecuencia son complicados. Así, usted sólo tendrá que balancear las ecuaciones. Además, para simplificar la escritura de la ecuación, no vamos a incluir en ella los estados físicos.

EJEMPLO 16.2

Balancee la siguiente ecuación utilizando el método del número de oxidación:

$$KMnO_4 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O + KCl \quad \text{(sin balancear)}$$

RESULTADO Aplique las reglas 1 y 2 a esta ecuación y coloque los números de oxidación sobre los elementos que cambian su número de oxidación:

$$\overset{7+}{K}\overset{}{Mn}\overset{}{O_4} + \overset{1-}{H}\overset{}{Cl} \rightarrow \overset{}{Mn}\overset{1-}{Cl_2} + \overset{0}{Cl_2} + \overset{}{H_2}\overset{2+}{O} + \overset{}{K}\overset{}{Cl} \quad \text{(sin balancear)}$$

Siguiendo la regla 3, determine el número de electrones perdidos o ganados por cada elemento que cambia su número de oxidación y escríbalos arriba o abajo de la flecha.

$$\overset{\overset{\text{(pérdida de } 4e^-)}{\overbrace{}}}{\overset{7+}{K}\overset{}{Mn}\overset{}{O_4} + \overset{1-}{H}\overset{}{Cl} \rightarrow \overset{}{Mn}\overset{1-}{Cl_2} + \overset{0}{Cl_2} + \overset{}{H_2}\overset{2+}{O} + \overset{}{K}\overset{}{Cl}} \quad \text{(sin balancear)}$$

$$\underset{\underset{\text{(ganancia de } 5e^-)}{\underbrace{}}}{K\overset{7+}{Mn}O_4} + HCl \rightarrow \overset{2+}{Mn}Cl_2 + Cl_2 + H_2O + KCl \quad \text{(sin balancear)}$$

Ahora balancee el número de electrones que se pierden y que se ganan (pauta 4). Una inspección rápida parece indicarnos que necesitamos un 5 antes del número de electrones que se pierden, pero no es así. Debido a que necesitamos un número par de átomos de Cl libres del lado derecho para poder colocar un número entero frente a la molécula de Cl_2, debemos utilizar 10 HCl y 2 $KMnO_4$ a la izquierda (reglas 4 y 5):

$$\overset{\overset{10 \times (\text{pérdida de } 1e^-)}{\overbrace{}}}{\overset{7+}{K}\overset{}{Mn}\overset{}{O_4} + \overset{1-}{H}\overset{}{Cl} \rightarrow \overset{}{Mn}\overset{1-}{Cl_2} + \overset{0}{Cl_2} + \overset{}{H_2}\overset{2+}{O} + \overset{}{K}\overset{}{Cl}} \quad \text{(sin balancear)}$$

$$2\,\underset{\underset{2 \times (\text{ganancia de } 5e^-)}{\underbrace{}}}{K\overset{7+}{Mn}O_4} + 10\,HCl \rightarrow \overset{2+}{Mn}Cl_2 + Cl_2 + H_2O + KCl \quad \text{(sin balancear)}$$

Continúe con la regla 5 y balancee el K, Mn, O y Cl_2 (molécula). Obtendrá la siguiente ecuación:

$$2\,KMnO_4 + 10\,HCl \rightarrow 2\,MnCl_2 + 5\,Cl_2 + 8\,H_2O + 2\,KCl \quad \text{(sin balancear)}$$

Clave del estudio: Recuerde que los electrones son *negativos*. Cuando el número de oxidación de un ion o elemento se vuelve *más negativo* o *menos positivo*, deben *añadirse* electrones a las especies.

Clave del estudio: Trate de balancear esta ecuación por el método del número de oxidación. Debe obtener la misma respuesta con ambos métodos.

Hasta ahora, observe que todo está balanceado menos los átomos de H (10 a la izquierda y 16 a la derecha) y los átomos de Cl (10 a la izquierda y 16 a la derecha). Balancéelos añadiendo simplemente 6 moléculas *más* de HCl en el lado izquierdo de la ecuación. Los elementos en estas moléculas adicionales de HCl no sufren ningún cambio en el número de oxidación y por tanto no intervienen en la reacción. Presenta la siguiente ecuación balanceada:

$$2\,K\,MnO_4 + 16\,HCl \rightarrow 2\,MnCl_2 + 5\,Cl_2 + 8\,H_2O + 2\,KCl \qquad \textit{Respuesta}$$

El *cloro* en el HCl aumenta su número de oxidación y pierde electrones, de manera que el HCl se oxida y es el *agente reductor*. El *manganeso* en el $KMnO_4$ disminuye en su número de oxidación y gana electrones, de manera que el $KMnO_4$ se reduce y es el *agente oxidante*.

EJEMPLO 16.3

Balancee la siguiente ecuación iónica utilizando el método de óxido-reducción:

$$Ag + H^+ + NO_3^- \rightarrow Ag^+ + NO + H_2O \quad \text{(sin balancear)}$$

RESULTADO Aplicando las reglas 1 y 2, coloque sobre los elementos los números de oxidación que cambian.

$$\begin{array}{ccccccccc} & 0 & & & 5+ & & 1+ & & 2+ \\ Ag & + & H^+ & + & NO_3^- & \rightarrow & Ag^+ & + & NO + H_2O \quad \text{(sin balancear)} \end{array}$$

De acuerdo con la regla 3, determine la cantidad de electrones que se pierden o que se ganan en cada uno de los elementos que tienen un cambio en su número de oxidación y escriba la cantidad arriba o abajo de la flecha. Después balancee la cantidad de electrones que se pierden y que se ganan (regla 4):

$$\begin{array}{ccccccccc} & & & & \overset{3 \times (\text{pérdida de } 1e^-)}{\overbrace{}} & & & & \\ & 0 & & & 5+ & & 1+ & & 2+ \\ Ag & + & H^+ & + & NO_3^- & \rightarrow & Ag^+ & + & NO + H_2O \quad \text{(sin balancear)} \\ & & & & \underbrace{}_{1 \times (\text{ganancia de } 3e^-)} & & & & \end{array}$$

Coloque estos coeficientes antes de las fórmulas y balancee la ecuación por inspección (regla 5):

$$\begin{array}{ccccccccc} & & & & \overset{3 \times (\text{pérdida de } 1e^-)}{\overbrace{}} & & & & \\ & 0 & & & 5+ & & 1+ & & 2+ \\ 3\,Ag & + & 4\,H^+ & + & NO_3^- & \rightarrow & 3\,Ag^+ & + & NO + 2\,H_2O \quad \text{(sin balancear)} \\ & & & & \underbrace{}_{1 \times (\text{ganancia de } 3e^-)} & & & & \end{array}$$

Coteje cada átomo en ambos lados de la ecuación y verifique la *carga* en ambos lados (regla 6):

$$3\,Ag + 4\,H^+ + NO_3^- \rightarrow 3\,Ag^+ + NO + 2\,H_2O \qquad \textit{Respuesta}$$

$$\text{cargas:} \quad 4+ \; + \; 1- \; = \; 3+ \; = \; 3+$$

La *plata* aumenta su número de oxidación y pierde electrones, de manera que se oxida y es el *agente reductor*. El *nitrógeno* en el NO_3^- disminuye su número de oxidación y gana electrones, de manera que el NO_3^- se reduce y es el *agente oxidante*.

EJEMPLO 16.4 Balancee la siguiente ecuación iónica utilizando el método de óxido-reducción.

$$I^- + Cr_2O_7^{2-} + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + I_2 + H_2O \quad \text{(sin balancear)}$$

RESULTADO Aplique las reglas 1 y 2 a esta ecuación iónica para obtener

$$\begin{array}{l} 1- \quad 6+ \qquad\qquad 3+ \quad 0 \\ I^- + Cr_2O_7^{2-} + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + I_2 + H_2O \quad \text{(sin balancear)} \end{array}$$

Balancee el número total de electrones que se pierden y que se ganan (pauta 3). Debido a que hay dos átomos de Cr que cambian su número de oxidación, el número total de electrones que ganan los dos átomos de Cr es 6 electrones. Por tanto, debemos utilizar un coeficiente de 6 (regla 4).

$$\begin{array}{l} \qquad\qquad 6 \times (\text{pérdida de } 1e^-) \\ \qquad\qquad \overbrace{\qquad\qquad\qquad\qquad\qquad\qquad}^{\downarrow} \\ 1- \quad 6+ \qquad\qquad 3+ \quad 0 \\ I^- + Cr_2O_7^{2-} + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + I_2 + H_2O \quad \text{(sin balancear)} \\ \underbrace{\qquad\qquad\qquad\qquad}_{\uparrow} \\ 1 \times (\text{dos átomos por ganancia de } 3e^- \text{ por átomo}) \end{array}$$

Coloque estos coeficientes antes de las fórmulas y balancee la ecuación por inspección (regla 5):

$$\begin{array}{l} \qquad\qquad 6 \times (\text{pérdida de } 1e^-) \\ \qquad\qquad \overbrace{\qquad\qquad\qquad\qquad\qquad\qquad}^{\downarrow} \\ 1- \quad 6+ \qquad\qquad 3+ \quad 0 \\ 6\,I^- + Cr_2O_7^{2-} + 14\,H^+ \rightarrow 2\,Cr^{3+} + 3\,I_2 + 7\,H_2O \quad \text{(sin balancear)} \\ \underbrace{\qquad\qquad\qquad\qquad}_{\uparrow} \\ 1 \times (\text{dos átomos por ganancia de } 3e^- \text{ por átomo}) \end{array}$$

Coteje cada átomo en ambos lados de la ecuación y verifique la *carga* en ambos lados (regla 6):

$$\begin{array}{l} \overset{\checkmark}{6}\,\overset{\checkmark}{I^-} + \overset{\checkmark}{Cr_2}\overset{\checkmark}{O_7^{2-}} + 14\,\overset{\checkmark}{H^+} \rightarrow 2\,\overset{\checkmark}{Cr^{3+}} + 3\,\overset{\checkmark}{I_2} + 7\,\overset{\checkmark}{H_2}\overset{\checkmark}{O} \qquad \textit{Respuesta} \\ \text{cargas: } \quad 6- + (2-) \quad +(14+) = 6+ = 2(3+) = 6+ \end{array}$$

El I^- aumenta su número de oxidación y pierde electrones, por tanto se oxida y es el *agente reductor*. El *cromo* en el $Cr_2O_7^{2-}$ disminuye su número de oxidación y gana electrones, por tanto el $Cr_2O_7^{2-}$ se reduce y es el *agente oxidante*.

Ejercicio de estudio 16.2

(1) Balancee las siguientes ecuaciones utilizando el método del número de oxidación.

(2) Indique las sustancias que se oxidan y las que se reducen y, además, cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor.

a. $C + HNO_3 \rightarrow CO_2 + NO_2 + H_2O$

[(1) $C + 4\,HNO_3 \rightarrow CO_2 + 4\,NO_2 + 2\,H_2O$;
(2) el C se oxida y es el agente reductor; el HNO_3 se reduce y es el agente oxidante].

b. $Zn + H^+ + NO_3^- \rightarrow Zn^{2+} + N_2O + H_2O$

[(1) $4\,Zn + 10\,H^+ + 2\,NO_3^- \rightarrow 4\,Zn^{2+} + N_2O + 5\,H_2O$;
(2) el Zn se oxida y es el agente reductor; el NO_3^- se reduce y es el agente oxidante].

Resuelva los problemas del 6 al 9.

16.4 Balanceo de ecuaciones de oxidación-reducción por el método del ion electrón

Método del ion electrón Método de balanceo para las ecuaciones de las reacciones de oxidación-reducción que separa el proceso en dos reacciones parciales que representan dos semirreacciones: una describe la reacción de oxidación y la otra describe la reacción de reducción.

También podemos balancear las ecuaciones de oxidación-reducción utilizando el **método del ion electrón** (o **semirreacción**). Éste es un método de balanceo de ecuaciones oxidación-reducción que separa los procesos en dos reacciones parciales que representan semirreacciones: una describe la reacción de oxidación, y la otra describe la reacción de reducción. Después, las dos ecuaciones parciales se suman para obtener una ecuación final balanceada. Aunque dividimos en forma artificial la reacción original en dos ecuaciones parciales, estas ecuaciones parciales *no se llevan a cabo por separado y siempre que ocurre una oxidación, sucede una reducción*.

Al igual que en el método del número de oxidación, vamos a sugerir algunas reglas que le ayudarán a balancear las reacciones de oxidación-reducción por el método del ion electrón. Conforme presentemos las reglas, revisaremos una ecuación como ejemplo para la reacción entre el ion hierro(II) y el ion permanganato para dar el ion hierro(III) y el ion manganeso(II).

$$Fe^{2+} + MnO_4^- \rightarrow Fe^{3+} + Mn^{2+} \text{ en disolución ácida}$$

1. *Escriba* la ecuación en la *forma iónica neta* (véase la sección 15.7) *sin* intentar balancearla. Por lo regular, necesitaremos referirnos a las reglas de solubilidad para las sustancias inorgánicas para escribir una ecuación en la forma iónica neta. Este ejemplo ya se encuentra en la forma iónica neta:

   $Fe^{2+} + MnO_4^- \rightarrow Fe^{3+} + Mn^{2+}$ en disolución ácida (sin balancear)

2. *Determine* a partir de los números de oxidación los elementos que sufren un *cambio* en su *número de oxidación* y luego *escriba dos ecuaciones parciales:* una *semirreacción de oxidación* y una *semirreacción de reducción*. La ecuación ejemplo será

   (1) $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$

   (2) $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$ (sin balancear)

3. *Balancee* los *átomos* en cada lado de las ecuaciones parciales. En las disoluciones *ácidas* podemos añadir iones H^+ y moléculas de H_2O. Por cada átomo de hidrógeno (H) que se necesite, añada un ion H^+. Por cada átomo de oxígeno (O) que se necesite, añada una molécula de H_2O, y escriba 2 H^+ en el otro lado de la ecuación parcial. En las soluciones *básicas*, puede añadir iones OH^- y moléculas de H_2O. Por *cada* átomo de hidrógeno (H) que se necesite, añada una molécula de H_2O con un ion OH^- en el otro lado de la ecuación parcial. Por *cada* átomo de oxígeno (O) que necesite, añada *dos* iones OH^- y escriba *una* molécula de H_2O en el otro lado de la ecuación parcial. Enseguida se resumen estas adiciones en ácido y base:

	Se necesitan			*Se agregan*
En ácido	H	H^+		
	O	H_2O	$\rightarrow$	$2H^+$
En base:	H	H_2O	$\rightarrow$	OH^-
	O	$2\ OH^-$	$\rightarrow$	H_2O

Ahora veamos nuestra ecuación de ejemplo. Los átomos de hierro ya están balanceados en la ecuación (1). En la ecuación (2) necesitamos 4 átomos de O en

el lado de los productos, por tanto, añadimos 4 H_2O en el lado de los productos y 8 H^+ en el lado de los reactivos puesto que la reacción es en disolución ácida.

(1) $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$ (sin balancear)

(2) $8\ H^+ + MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$ (sin balancear)

4. Balancee *eléctricamente* cada ecuación parcial agregando electrones del lado apropiado de la ecuación para que las *cargas* en ambos lados sean *iguales*. Estas dos ecuaciones parciales se definen como sigue. La ecuación de la semirreacción de *oxidación*, en la cual el reactivo pierde electrones, se escribe con los electrones del lado de los *productos*; la ecuación de la semirreacción de *reducción*, en la cual el reactivo *gana* electrones, se escribe con los electrones del lado de los *reactivos*.

Oxidación: $M \rightarrow M^+ + 1e^-$

Reducción: $X + 1e^- \rightarrow X^-$

Podemos balancear eléctricamente nuestra ecuación del ejemplo adicionando un e^- a los productos de la semirreacción (1) y $5e^-$ a los reactivos de la semirreacción (2). La ecuación (1) es la semirreacción de oxidación porque pierde un electrón, y la ecuación (2) es la semirreacción de reducción porque gana $5e^-$.

(1) *Oxidación*: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1e^-$

Cargas: $2+ \ = \ 3+ \ + (1-) = 2+$

(2) *Reducción*: $8\ H^+ + MnO_4^- + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$

Cargas: $8+ \ + (1-) + (5-) = 2+ = 2+$

5. *Multiplique* cada ecuación parcial *entera* por un número adecuado de modo que los *electrones que se pierden en una ecuación parcial* (semirreacción de oxidación) sean iguales a los *electrones que se ganan en la otra ecuación parcial* (semirreacción de reducción). La ecuación del ejemplo se convierte en

(1) *Oxidación*: $5\ Fe^{2+} \rightarrow 5\ Fe^{3+} + 5e^-$

(2) *Reducción*: $8\ H^+ + MnO_4^- + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$

6. *Sume las dos ecuaciones parciales* y elimine los electrones, iones o moléculas de agua que aparezcan en ambos lados de la ecuación. El ejemplo se convierte en

$$5\ Fe^{2+} + 8\ H^+ + MnO_4^- + \cancel{5e} \rightarrow 5\ Fe^{3+} + \cancel{5e} + Mn^2 + 4\ H_2O$$

Observe cómo se pueden cancelar $5e^-$ de ambos lados de la ecuación.

7. *Coloque una marca de verificación* (✓) arriba de cada átomo en ambos lados de la ecuación, para asegurar que la ecuación está balanceada. También verifique las cargas netas en ambos lados de la ecuación para ver si son iguales. Verifique que en la ecuación los coeficientes están en la mínima proporción posible. Observe que las cargas en ambos lados de la ecuación del ejemplo suman 17+. La ecuación balanceada es

$$\overset{\checkmark}{5}\ \overset{\checkmark}{Fe^{2+}} + \overset{\checkmark}{8}\overset{\checkmark}{H^+} + \overset{\checkmark}{Mn}\overset{\checkmark}{O_4^-} \rightarrow 5\ \overset{\checkmark}{Fe^{3+}} + \overset{\checkmark}{Mn^{2+}} + 4\ \overset{\checkmark}{H_2}\overset{\checkmark}{O} \quad \text{(balanceada)}$$

Cargas: $5(2+) \ + (8+) + (1-) = +\ 17 = 5(3+) + (2+) = 17+$

En la ecuación parcial (1) el Fe^{2+} se oxida, de manera que es el *agente reductor*. En la ecuación parcial (2) se reduce el MnO_4^-, por tanto es el *agente oxidante*.

Los siguientes ejemplos son para balancear las ecuaciones de oxidación-reducción utilizando el método del ion electrón.

EJEMPLO 16.5 Balancee la siguiente ecuación utilizando el método del ion electrón.

$$Zn + HgO \rightarrow ZnO_2^{2-} + Hg \quad \text{en disolución básica (sin balancear)}$$

RESULTADO La regla 1 no se aplica debido a que la ecuación ya está en forma iónica, así que pasamos a la regla 2. Resultan las siguientes ecuaciones parciales para las semirreacciones:

$$\begin{aligned} &(1)\ Zn \rightarrow ZnO_2^{2-} \\ &(2)\ HgO \rightarrow Hg \end{aligned} \quad \text{(sin balancear)}$$

A continuación, balancee los átomos de cada ecuación parcial (regla 3). En la ecuación parcial (1), se requieren dos átomos de oxígeno en los reactivos. Puesto que la disolución es básica, agregue 4 iones OH^- a los reactivos y dos moléculas de H_2O a los productos para balancear los átomos. En la ecuación parcial (2), se requiere un átomo de oxígeno en los productos, de manera que agregue dos iones OH^- a los productos y una molécula de H_2O a los reactivos para balancear los átomos.

$$\begin{aligned} &(1)\ Zn + 4\ OH^- \rightarrow ZnO_2^{2-} + 2\ H_2O \\ &(2)\ HgO + H_2O \rightarrow Hg + 2\ OH^- \end{aligned}$$

Siguiendo con la pauta 4, balancee eléctricamente las dos ecuaciones parciales agregando electrones en el lado adecuado. (Recuerde que un metal libre tiene carga 0; el Zn y el Hg son neutros y por tanto su número de oxidación es 0). En la ecuación parcial (1), se pierden los electrones; por tanto; esta ecuación representa la semirreacción de *oxidación*. En la ecuación parcial (2), se ganan electrones; por tanto, esta ecuación representa la semirreacción de *reducción*.

$$\begin{aligned} &(1)\ \textit{Oxidación}: Zn + 4\ OH^- \rightarrow ZnO_2^{2-} + 2\ H_2O + 2e^- \\ &\quad \text{Cargas:} \qquad 4- = \quad 2- \quad + \qquad (2-) = 4- \\ &(2)\ \textit{Reducción}: HgO + H_2O + 2e^- \rightarrow Hg + 2\ OH^- \\ &\quad \text{Cargas:} \qquad 2- = \quad 2- \end{aligned}$$

En las dos ecuaciones parciales, el número de electrones que se pierde es igual al número de electrones que se gana, de acuerdo con la pauta 5. Por lo tanto, las dos ecuaciones parciales se suman y se eliminan los electrones y los iones que aparecen en ambos lados de la ecuación, de acuerdo con la regla 6 se obtiene la siguiente ecuación:

$$Zn + 4\ OH^- + \cancel{2e^-} + HgO + H_2O \rightarrow ZnO_2^{2-} + 2\ H_2O + \cancel{2e^-} + Hg + 2\ OH^-$$

Todavía aparecen las moléculas de agua y los iones OH^- en ambos lados de la ecuación. Elimine los duplicados para tener dos OH^- en el lado izquierdo (4 OH^- en el lado izquierdo menos 2 OH^- en el lado derecho) y 1 H_2O en el lado derecho (2 H_2O en el lado derecho menos 1 H_2O en el lado izquierdo):

$$Zn + 2\ OH^- + HgO \rightarrow ZnO_2^{2-} + H_2O + Hg \quad \text{(balanceada)}$$

Clave del estudio: Trátese de balancear esta ecuación por el método de número de oxidación. Se obtendrá la misma respuesta en ambas formas.

Coteje cada átomo y la carga en ambos lados de la ecuación para obtener la ecuación balanceada final de acuerdo con la regla 7:

$$\begin{aligned} &\overset{\checkmark}{Zn} + 2\ \overset{\checkmark\checkmark}{OH^-} + \overset{\checkmark\ \checkmark}{HgO} \rightarrow \overset{\checkmark\ \checkmark}{ZnO_2^{2-}} + \overset{\checkmark\ \checkmark}{H_2O} + \overset{\checkmark}{Hg} \qquad \textit{Respuesta} \\ &\text{Cargas: } 2- \qquad\qquad\qquad = 2- \end{aligned}$$

En la ecuación parcial (1) se oxida el Zn, por tanto es el *agente reductor*. En la ecuación parcial (2) se reduce el HgO, por tanto es el *agente oxidante*.

EJEMPLO 16.6 Balancee el siguiente ejemplo, utilizando el método del ion electrón:

$NaI + Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow I_2 + FeSO_4 + Na_2SO_4$ en disolución acuosa (sin balancear)

RESULTADO Aplicando la regla 1, escriba la ecuación en forma *iónica neta sin* intentar balancearla. Refiérase a las reglas de solubilidad para las sustancias inorgánicas en agua en la portada posterior de este libro. Observe que los iones Na^+ y SO_4^{2-} pueden ser eliminados por completo de la ecuación porque ninguno de los dos sufre ningún cambio durante la reacción. La ecuación iónica neta que resulta es la siguiente:

$$\cancel{Na^+} + I^- + Fe^{3+} + \cancel{SO_4^{2-}} \rightarrow I_2 + Fe^{2+} + \cancel{SO_4^{2-}} + \cancel{Na^+} + \cancel{SO_4^{2-}}$$

Iónica neta: $I^- + Fe^{3+} \rightarrow I_2 + Fe^{2+}$ (sin balancear)

En este momento no haremos ningún intento por balancear los iones. Escribiremos en cambio dos ecuaciones parciales (regla 2):

(1) $I^- \rightarrow I_2$

(2) $Fe^{3+} \rightarrow Fe^{2+}$ (sin balancear)

Balancee los átomos de cada ecuación parcial (regla 3):

(1) $2\,I^- \rightarrow I_2$

(2) $Fe^{3+} \rightarrow Fe^{2+}$ (sin balancear)

Después balancee eléctricamente estas dos ecuaciones (regla 4). En la ecuación parcial (1) se pierden electrones; por tanto, esta ecuación representa la semirreacción de *oxidación*. En la ecuación parcial (2) se ganan electrones; por tanto, esta ecuación representa la semirreacción de *reducción*.

(1) *Oxidación*: $2\,I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$

Cargas: $2- = 2-$

(2) *Reducción*: $Fe^{3+} + 1\,e^- \rightarrow Fe^{2+}$

Cargas: $3+ + (1-) = 2+$

En las dos ecuaciones parciales, el número de electrones que se pierden debe ser igual al número de electrones que se ganan (regla 5); por tanto, necesitamos multiplicar la ecuación parcial (2) por 2.

(1) *Oxidación*: $2\,I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$

(2) *Reducción*: $2\,Fe^{3+} + 2e^- \rightarrow 2\,Fe^{2+}$

Clave del estudio: No olvide multiplicar *toda* la ecuación parcial por 2.

Sume las dos ecuaciones parciales y elimine los electrones en los lados opuestos de la ecuación (regla 6):

$$2\,I^- + 2\,Fe^{3+} + \cancel{2e^-} \rightarrow I_2 + \cancel{2e^-} + 2\,Fe^{2+}$$

$$2\,I^- + 2\,Fe^{3+} \rightarrow I_2 + 2\,Fe^{2+} \quad \text{(balanceada)}$$

Coteje cada átomo y la carga en ambos lados de la ecuación (regla 7) para obtener la ecuación balanceada final:

$$2\,I^-\ \checkmark + 2\,Fe^{3+}\ \checkmark \rightarrow I_2\ \checkmark + 2\,Fe^{2+}\ \checkmark \quad \textit{Respuesta}$$

Cargas: $2- + 2(3+) = 4+ = 2(2+) = 4+$

En la ecuación parcial (1) se oxida el I^-, por tanto, éste es el *agente reductor*. En la ecuación parcial (2) se reduce el Fe^{3+}, por tanto, es el *agente oxidante*. La figura 16.3 ilustra esta reacción. Observe el color pardusco característico del I_2 en disolución acuosa.

FIGURA 16.3
Solución (izquierda) de yoduro de sodio (NaI, Na^+ e I^-). Cuando se agrega un poco de la disolución de sulfato de hierro(III) [$Fe_2(SO_4)_3$, Fe^{3+} y SO_4^{2-}] a la disolución de yoduro de sodio, ocurre una reacción de oxidación-reducción y se forma un color amarillo rojizo (I_2) (derecha). La ecuación balanceada es la siguiente: $2\ NaI + Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow I_2 + 2\ FeSO_4 + Na_2SO_4$ (solución acuosa).

EJEMPLO 16.7

Balancee la siguiente ecuación utilizando el método del ion electrón:

$$CrO_2 + ClO^- \rightarrow CrO_4^{2-} + Cl^- \text{ en disolución básica (sin balancear)}$$

RESULTADO Excluimos la regla 1 porque la ecuación ya está en forma iónica y siguiendo la regla 2, podemos escribir las siguientes ecuaciones parciales para las semirreacciones.

$$\begin{aligned} &(1)\ CrO_2 \rightarrow CrO_4^{2-} \\ &(2)\ ClO^- \rightarrow Cl^- \end{aligned} \quad \text{(sin balancear)}$$

Balancee los átomos de cada ecuación parcial (regla 3):

$$\begin{aligned} &(1)\ CrO_2 + 4\ OH^- \rightarrow CrO_4^{2-} + 2\ H_2O \\ &(2)\ ClO^- + H_2O \rightarrow Cl^- + 2\ OH^- \end{aligned} \quad \text{(sin balancear)}$$

Balancee eléctricamente estas dos ecuaciones de acuerdo con la regla 4. En la ecuación parcial (1) se pierden electrones; por tanto, esta ecuación representa la semirreacción de *oxidación*. En la ecuación parcial (2), se ganan electrones; por tanto, esta ecuación representa la semirreacción de *reducción*.

$$\begin{aligned} &(1)\ \textit{Oxidación}:\ CrO_2 + 4\ OH^- \rightarrow CrO_4^{2-} + 2\ H_2O + 2e^- \\ &\quad \text{Cargas:}\qquad\quad 4- \quad = \quad 2- \qquad\quad + (2-) = 4- \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} &(2)\ \textit{Reducción}:\ ClO^- + H_2O + 2e^- \rightarrow Cl^- + 2\ OH^- \\ &\quad \text{Cargas:}\quad 1- \quad + \qquad 2- \quad = \quad 3- \quad = 1- + (2-) = 3- \end{aligned}$$

En las dos ecuaciones parciales, el número de electrones que se pierden ya es igual al número de electrones que se ganan; por tanto, no necesitamos aplicar la regla 5. Ahora sume las dos ecuaciones parciales y elimine los electrones de ambos lados de la ecuación (pauta 6).

$$CrO_2 + 4\ OH^- + ClO^- + H_2O + \cancel{2e} \rightarrow CrO_4^{2-} + 2\ H_2O + \cancel{2e} + Cl^- + 2\ OH^-$$

Elimine los duplicados para tener 2 OH^- en el lado izquierdo (4 OH^- en el lado izquierdo menos 2 OH^- en el lado derecho) y 1 H_2O en el lado derecho (2 H_2O en el lado derecho menos 1 H_2O en el lado izquierdo) para tener la siguiente ecuación:

$$CrO_2 + 2\ OH^- + ClO^- \rightarrow Cr_4^{2-} + H_2O + Cl^- \quad \text{(balanceada)}$$

Coteje cada átomo y la carga en ambos lados de la ecuación para obtener la ecuación balanceada final de acuerdo con la regla 7:

$$\overset{\checkmark\ \checkmark}{CrO_2} + 2\ \overset{\checkmark\ \checkmark}{OH^-} + \overset{\checkmark\ \checkmark}{ClO^-} \rightarrow \overset{\checkmark\ \checkmark}{CrO_4^{2-}} + \overset{\checkmark\ \checkmark}{H_2O^-} + \overset{\checkmark}{Cl^-} \qquad \textit{Respuesta}$$

Cargas: $2- \quad + (1-) \ = 3- = (2-) + \quad (1-) = 3-$

En la ecuación parcial (1), se oxida el CrO_2; por tanto, es el *agente reductor*. En la ecuación parcial (2) se reduce el ClO^-; por tanto, es el *agente oxidante*.

Ejercicio de estudio 16.3

(1) Balancee las siguientes ecuaciones utilizando el método del ion electrón.

(2) Indique la sustancia que se oxida y la que se reduce, así como el agente oxidante y el reductor.

a. $Br_2 + SO_2 \rightarrow Br^- + SO_4^{2-}$ en disolución ácida

[(1) $Br_2 + SO_2 + 2\ H_2O \rightarrow 2\ Br^- + SO_4^{2-} + 4\ H^+$;
(2) Br_2 se reduce y es el agente oxidante; SO_2 se oxida y es el agente reductor].

b. $S^{2-} + MnO_4^- \rightarrow MnO_2(s) + S$ en disolución básica

[(1) $3\ S^{2-} + 2\ MnO_4^- + 4\ H_2O \rightarrow 2\ MnO_2(s) + 3\ S + 8\ OH^-$;
(2) S^{2-} se oxida y es el agente reductor; MnO_4^- se reduce y es el agente oxidante].

Resuelva los problemas del 10 al 13.

16.5 Electroquímica y celdas electrolíticas

En este capítulo, hemos hablado hasta ahora de la oxidación y la reducción en términos de la combinación de dos sustancias. Sin embargo, la transferencia de electrones también produce algo que utilizamos cada día: la electricidad. En realidad, la electricidad se define como el flujo de electrones, y por tanto, no es sorprendente que exista un área llamada **electroquímica**, que estudia las relaciones entre la energía eléctrica y la energía química. La electroquímica puede comprender (1) el uso de la electricidad para *producir* una reacción química o (2) la producción de una corriente eléctrica *mediante* una reacción química. En ambos casos intervienen la oxidación y la reducción.

Electroquímica Estudio de la relación entre la energía eléctrica y la energía química.

En la sección 15.6 señalamos que los electrólitos conducen la corriente eléctrica. Las **celdas electrolíticas** utilizan electrólitos y energía eléctrica para producir ciertas reacciones químicas que de otra manera no se llevarían a cabo. La figura 16.4 muestra un ejemplo de celda electrolítica que todavía contiene todos los elementos primarios de este aparato: corriente directa, dos electrodos y una disolución de electrólitos (los iones X^+ y Y^- en la figura).

Celda electrolítica Aparato que utiliza electrólitos y energía eléctrica para producir reacciones químicas que de otra manera no ocurrirían.

En cualquier celda electrolítica, la fuente de corriente directa (batería o generador) separa los electrones de un electrodo y los lleva hacia el otro. En este proceso, un electrodo queda con carga negativa y es llamado **cátodo**. Los iones positivos del electrólito (X^+) migran hacia este cátodo y aceptan sus electrones. Así, *en el cátodo se lleva a cabo la reducción* ($X^+ + e^- \rightarrow X^0$). El otro electrodo que adquiere carga positiva por la acción de

Cátodo Electrodo con carga negativa en una celda electrolítica; es el sitio donde se llevan a cabo las reacciones de reducción ya que atrae los iones con carga positiva presentes en una disolución.

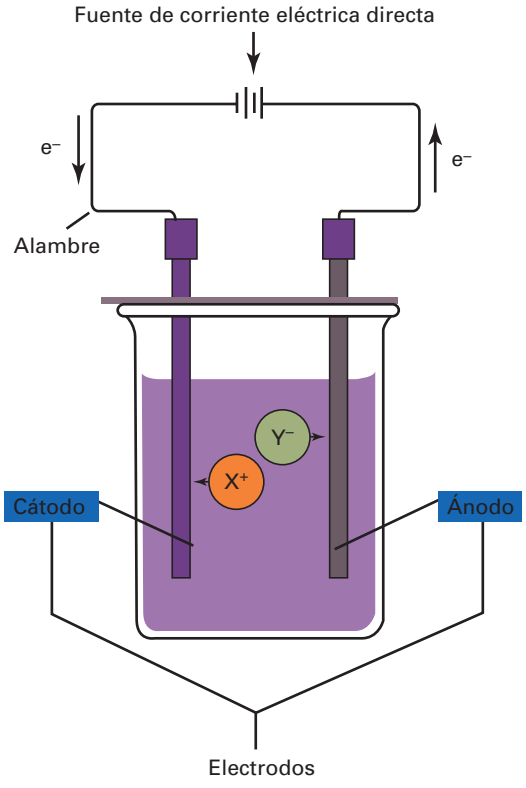


FIGURA 16.4
Celda electrolítica sencilla.

Ánodo Electrodo con carga positiva en una celda electrolítica; es el sitio donde se llevan a cabo las reacciones de oxidación ya que atrae los iones con carga negativa presentes en una disolución.

la corriente directa se conoce como **ánodo**. Los iones negativos del electrólito (Y^-) migran hacia este ánodo y le transfieren electrones, con esto se completa el circuito eléctrico. Por lo tanto, en el *ánodo se lleva a cabo la oxidación* ($Y^- \rightarrow Y^0 + e^-$).

Podemos expresar este flujo de electrones a través del alambre (circuito externo) desde el ánodo hasta el cátodo como dos semirreacciones:

$$\textit{Cátodo}: X^+ + 1e^- \rightarrow \underset{\text{se deposita en el cátodo}}{X^0} \quad \text{(reducción)} \qquad (16.1)$$

$$\textit{Ánodo}: Y^- \rightarrow \underset{\text{se deposita en el ánodo}}{Y^0} + 1e^- \quad \text{(oxidación)} \qquad (16.2)$$

Clave del estudio:
En el *c*átodo ocurre la *r*educción; en el *á*nodo se lleva a cabo la *o*xidación.

Una aplicación de una celda electrolítica es galvanoplastia de plata sobre utensilios (cuchillos, tenedores y cucharas) elaborados con otros metales. Como se muestra en la figura 16.5, los utensilios actúan como el cátodo. La plata pura es el ánodo, y el electrólito es una sal soluble de plata. Las siguientes ecuaciones ilustran las dos semirreacciones:

$$\textit{Cátodo}: \underset{\text{electrólito}}{Ag^+} + 1\,e^- \rightarrow \underset{\text{se deposita en el utensilio}}{Ag} \quad \text{(reducción)} \qquad (16.3)$$

$$\textit{Ánodo}: \underset{\text{plata pura}}{Ag} \rightarrow \underset{\text{electrólito}}{Ag^+} + 1e^- \quad \text{(oxidación)} \qquad (16.4)$$

Los iones de plata que se producen en el ánodo (pérdida de electrones-oxidación) migran hacia el cátodo (ganancia de electrones-reducción), formando un depósito de plata sobre

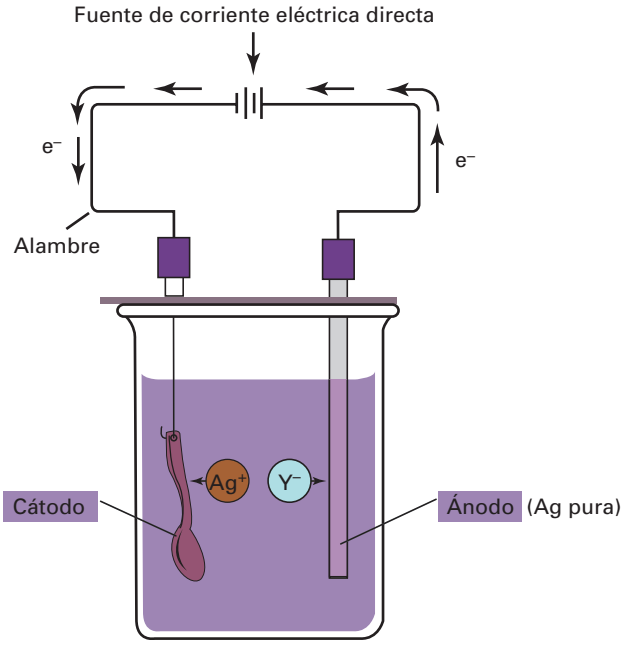


FIGURA 16.5
Galvanoplastia de una cuchara. La cuchara actúa como cátodo y la plata pura como ánodo. La reducción ocurre en el *cátodo* y la oxidación en el *ánodo*.

el utensilio. Los iones negativos (Y^-) del electrólito (sal de plata soluble) migran hacia el ánodo, acompañando la producción de iones plata.

De la misma manera, las latas de "estaño" pueden elaborarse mediante la galvanoplastia de una película *delgada* de estaño sobre una lata de acero o sumergiendo una lata de acero en estaño fundido. (Las latas de estaño contienen *muy poco* estaño.)

Además, las celdas electrolíticas son importantes en la purificación industrial del cobre y otros diferentes metales en los que se incluye el aluminio, el calcio, el magnesio, el potasio y el sodio. El cobre impuro actúa como ánodo, y una placa delgada de cobre es el cátodo. El electrolítico es el sulfato de cobre(II). El cobre puro que se forma sobre el cátodo, como se muestra en la figura 16.6, contiene más de 99.9% de cobre. Los otros metales que

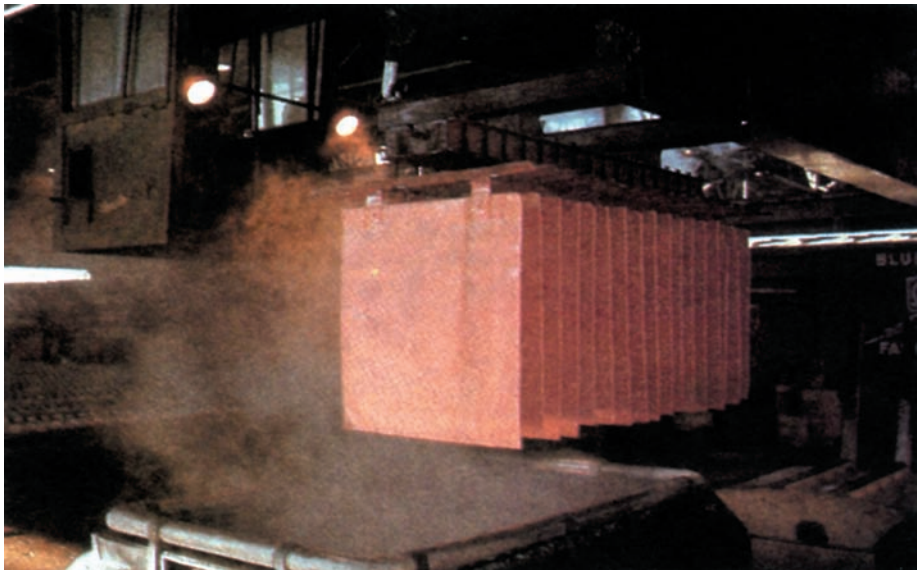


FIGURA 16.6
Cátodos de cobre puro. Purificación del cobre utilizando una celda electrolítica.

se encuentran en los minerales de cobre, por ejemplo, la plata, el oro y el platino, se depositan como *sedimento* en el fondo de la celda. Estos metales después se refinan y su valor hace que la operación sea muy económica. Debido a que esta etapa final de purificación requiere electricidad, se debe contar con energía eléctrica barata en o cerca de la planta donde está la celda electrolítica.

16.6 Electroquímica y las celdas voltaicas (galvánicas)

Celdas voltaicas (galvánicas) Aparatos que utilizan las reacciones de oxidación-reducción para producir electricidad; se les conoce como baterías.

A diferencia de las celdas electrolíticas que utilizan electricidad, las **celdas voltaicas (galvánicas)** utilizan reacciones de oxidación-reducción para *producir energía eléctrica*. El nombre de estas celdas se les dio en honor a las aportaciones de dos físicos italianos, el conde Alejandro Volta (1745-1827) y Luis (o Aloisio) Galvani (1737-1798), quienes contribuyeron al desarrollo básico de la celda. Al igual que una celda electrolítica, una celda voltaica está formada por dos electrodos, y como en ella, la *reducción* ocurre en el *cátodo* y la *oxidación* en el *ánodo*, y los electrones fluyen a través de un alambre *desde el ánodo hasta el cátodo*.

Clave del estudio: Observe la diferencia entre una celda electrolítica y una celda galvánica. Una celda electrolítica *utiliza* corriente eléctrica para producir una reacción que de otra manera no se llevaría a cabo; una celda galvánica *produce* electricidad mediante una reacción de oxidación-reducción.

La reacción del zinc metálico con iones de cobre(II) es un ejemplo sencillo de una celda voltaica o galvánica que se utiliza para producir electricidad. Si se sumerge una pieza de zinc metálico en una disolución de iones de cobre(II), de inmediato sucede una reacción. La energía que se libera conforme esta reacción se lleva a cabo toma la forma de calor.

$$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu + \text{calor} \qquad (16.5)$$

Si la reacción se realiza *sin* permitir que el zinc metálico entre en *contacto directo* con los iones de cobre(II), la energía que se libera puede obtenerse en forma de energía eléctrica (electricidad). Por ejemplo, en la figura 16.7a, una disolución de iones de zinc se *separa* de una disolución que contiene iones de cobre(II) por medio de una *barra porosa* a través de la cual pueden difundirse los iones. Estas dos disoluciones también pueden ponerse en contacto por medio de un *puente salino*, que consiste en una disolución de algún electrólito, como el sulfato de potasio, que se muestra en la figura 16.7b.

Ninguna reacción se lleva a cabo hasta que se cierra el interruptor que se encuentra en el circuito externo. La electricidad que se produce es suficiente para encender una lámpara.

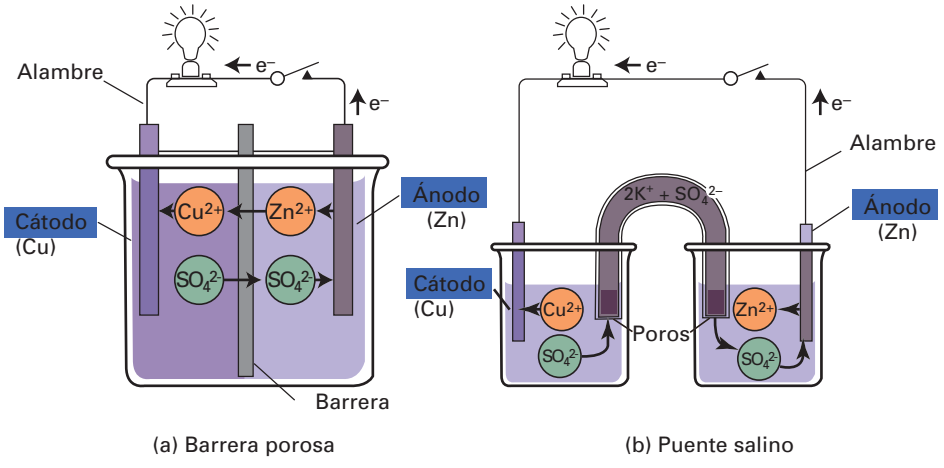


FIGURA 16.7 Celda voltaica o galvánica sencilla: (a) una barrera porosa separa las disoluciones de sulfato de zinc y de sulfato de cobre(II); (b) un puente salino de sulfato de potasio conecta las dos disoluciones.

Entonces el Zn pasa a la disolución como iones Zn^{2+} y los electrones que se depositan sobre el electrodo de zinc viajan a través del alambre hacia el electrodo de cobre. Allí, los iones de Cu^{2+} aceptan los electrones en la superficie de este electrodo (es decir, el cobre metálico se deposita sobre el electrodo de cobre). En el electrodo de zinc se pierden electrones (*oxidación*), y por lo tanto el electrodo de zinc es el *ánodo*. En el electrodo de cobre se ganan electrones (*reducción*), y por ello el electrodo de cobre es de *cátodo*. Las siguientes ecuaciones corresponden a las dos semirreacciones:

$$\textit{Ánodo}: \quad \underset{\text{metal}}{Zn} \rightarrow \underset{\text{electrólito}}{Zn^{2+}} + 2e^- \quad \text{(oxidación)} \tag{16.6}$$

$$\textit{Cátodo}: \quad \underset{\text{electrólito}}{Cu^{2+}} + 2e^- \rightarrow \underset{\substack{\text{metal}\\ \text{depositado}}}{Cu} \quad \text{(reducción)} \tag{16.7}$$

La suma de las dos ecuaciones de cada semicelda representa la reacción global de la celda como la que se da en la ecuación.

$$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu + \text{electricidad} \tag{16.8}$$

Debido a que el zinc entra en la disolución y el cobre sale de ella, deben existir en la disolución suficientes iones zinc y cobre(II) para evitar que la reacción de la celda disminuya por la abundancia o la carencia de alguno de los iones. La barrera porosa o el puente salino permiten que el exceso de iones negativos se acumule en el compartimiento del cobre para neutralizar el exceso de iones positivos que se acumulan en el compartimiento del zinc.

Observe la diferencia clave entre los dos tipo de reacciones posibles entre los iones de zinc y los de cobre(II). Cuando se permite que el zinc entre en contacto con los iones de cobre(II) [el primer caso, ecuación (16.5)], se transfieren los electrones *directamente* desde un átomo de zinc hasta un ion de cobre(II) en la disolución. Cuando *no* se permite que el zinc entre en contacto directo con los iones de cobre(II) [el segundo caso, ecuación (16.8)], se lleva a cabo la transferencia de electrones a través de un alambre externo y se genera electricidad.

16.7 Celdas voltaicas en el uso práctico

Aunque las celdas voltaicas pueden parecer un tanto abstractas, representan una buena parte de la vida cotidiana. Las celdas secas, como la batería de su linterna y las baterías de almacenamiento de plomo, así como las que se encuentran en su automóvil, son celdas voltaicas.

Hay dos tipos básicos de baterías. Una **celda primaria** es una batería que no puede reutilizarse una vez descargada, y por lo común se desecha. Una **celda secundaria** es una batería que puede recargarse y utilizarse una y otra vez. Es muy probable que usted esté más familiarizado con las celdas primarias, pero las secundarias estarán cada vez más en uso a medida que la sociedad enfrente los problemas de eliminación de basura que están empezando a plagar nuestras ciudades, Las celdas secundarias tienen mucho sentido en términos del uso eficiente de nuestros recursos.

Celda primaria Forma de celda (batería) voltaica que no puede ser reutilizada después de que se descarga y por lo general se desecha.

Celda secundaria Forma de celda (batería) voltaica que se puede volver a cargar para usarse una y otra vez.

Celdas primarias

La batería más conocida es la batería de la linterna o celda seca. Como se muestra en la figura 16.8a, una *celda seca* consiste en un recipiente de zinc, que actúa como ánodo, y un

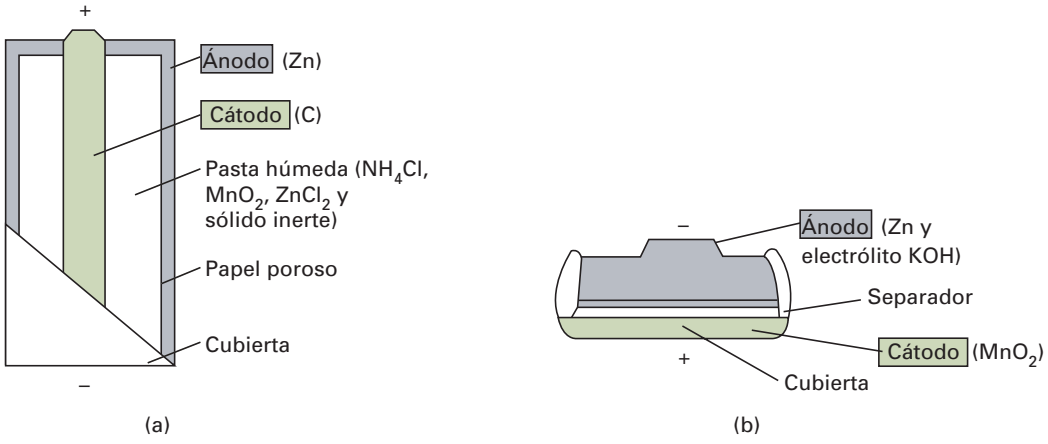


FIGURA 16.8
Vista transversal de (a) una batería de linterna o celda seca, y (b) una batería alcalina.

cátodo de carbono. El electrólito es una pasta húmeda de cloruro de amonio, óxido de manganeso(IV) y cloruro de zinc. Las siguientes dos ecuaciones muestran las reacciones de cada semicelda:

Ánodo: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ (oxidación) (16.9)

Cátodo: $2\ MnO_2 + 2\ NH_4^+ + 2e^- \rightarrow$

$$H_2O + Mn_2O_3 + 2\ NH_3 \quad \text{(reducción)} \qquad (16.10)$$

El ánodo está separado de la pasta húmeda del electrólito por un papel poroso o película plástica que evita que los electrones que se liberan en el ánodo se introduzcan directamente a la pasta húmeda. Los electrones, en cambio, pasan a través de un circuito anexo y vuelven a entrar en el electrodo de carbono. Si el óxido de manganeso(IV) no estuviera presente, la reacción en el cátodo sería

$$2\ NH_4^+ + 2e^- \rightarrow 2\ NH_3 + H_2 \quad \text{(reducción)} \qquad (16.11)$$

Las burbujas de hidrógeno que se liberan cubrirían y aislarían el cátodo de carbono de la mezcla de cloruro de amonio y de cloruro de zinc, y la reacción pronto se detendría. No obstante, la presencia del óxido de manganeso(IV) evita la formación de hidrógeno, haciendo de la celda seca una fuente de electricidad de corriente directa práctica y de larga duración. La ecuación general de la celda es:

$$Zn + 2\ MnO_2 + 2\ NH_4^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2O + Mn_2O_3 + 2\ NH_3 \qquad (16.12)$$

Este tipo de baterías tiende a presentar fugas.

La batería alcalina (véase la figura 16.8b) se ha vuelto cada vez más popular como un suministro alternativo de energía durante las dos últimas décadas. La *celda alcalina* tiene un mayor tiempo de vida y produce una corriente más constante. La pasta del electrólito en una celda alcalina contiene KOH y es básica, en contraste con la celda seca, que contiene NH_4Cl y es ácida. Las reacciones de cada semicelda de la celda alcalina son

Ánodo: $Zn + 2\ OH^- \rightarrow Zn(OH)_2 + 2e^-$ (oxidación) (16.13)

Cátodo: $2\ MnO_2 + H_2O + 2e^- \rightarrow Mn_2O_3 + 2\ OH^-$ (reducción) (16.14)

La batería alcalina se utiliza en cámaras, calculadoras y relojes. No presenta fugas.

Celdas secundarias

La batería de su auto, *un acumulador de plomo*, es un buen ejemplo de una celda secundaria. Esta batería proporciona la energía eléctrica que se necesita para hacer arrancar el motor del auto. Si esta batería no fuera recargable, usted tendría que reemplazarla de una manera continua cada vez que se agota. En cambio, el alternador de la máquina recarga la batería a medida que usted conduce, convirtiendo algo de la energía mecánica del motor en energía eléctrica. El alternador introduce una corriente en dirección inversa cargando la batería. Como se muestra en la figura 16.9, una batería de plomo consiste en un ánodo de plomo, un cátodo de óxido de plomo(IV) y un electrólito de ácido sulfúrico diluido (ácido de batería). Las reacciones de cada semicelda se muestran en las siguientes dos ecuaciones:

$$\textit{Ánodo}: \quad Pb + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4 + 2e^- \text{ (oxidación)} \tag{16.15}$$

$$\textit{Cátodo}: \quad PbO_2 + 4\,H^+ + SO_4^{2-} + 2e^- \rightarrow PbSO_4 + 2\,H_2O \text{ (reducción)} \tag{16.16}$$

Durante la descarga disminuye la concentración de iones sulfato a medida que se forma sulfato de plomo(II) en ambos electrodos. Esta disminución en la concentración del ion sulfato se puede determinar midiendo la densidad relativa (véase la sección 2.9) del electrólito, el ácido sulfúrico diluido (ácido de batería), utilizando un *hidrómetro* (véase la figura 16.10).

El sólido blanco que se forma en las terminales exteriores es sulfato de plomo(II). Este sólido iónico puede interferir con la conducción de energía, por lo que debe limpiarse. Algunos mecánicos "de fin de semana" cubren las terminales de la batería con una solución de fluido de transmisión automática y polvo para hornear (bicarbonato de sodio). El fluido de transmisión mantiene un buen contacto eléctrico, y el polvo de hornear neutraliza cualquier vapor del ácido sulfúrico (electrólito) que pudiera estar cerca de las terminales.

La reacción general de la celda en la batería de almacenamiento de plomo es

$$Pb + PbO_2 + 4\,H^+ + 2\,SO_4^{2-} \rightarrow 2\,PbSO_4 + 2\,H_2O \tag{16.17}$$

Si alguna vez resultan prácticos, es muy probable que los automóviles eléctricos tengan que utilizar como fuente de energía celdas secundarias del tipo de las baterías de almacenamiento de plomo. El desarrollo de esta tecnología puede ayudar a solucionar los problemas

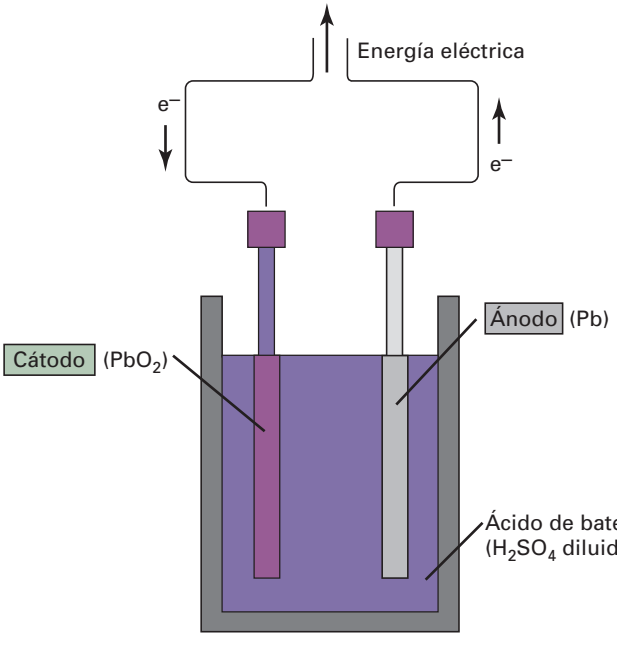


FIGURA 16.9
Celda de almacenamiento de plomo.

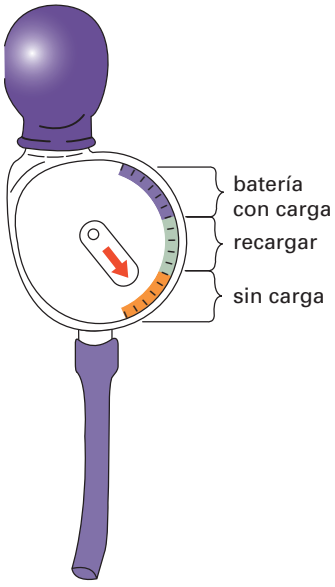


FIGURA 16.10
Para medir la densidad relativa del ácido sulfúrico diluido (ácido de batería) se utiliza un hidrómetro. La densidad relativa del ácido sulfúrico diluido en una batería completamente cargada es ente 1.25 y 1.30. A medida que se descarga, la densidad relativa disminuye a menos de 1.25 debido al incremento en el agua y a la disminución de los iones sulfato disueltos (véase la ecuación 16.16; densidad relativa del agua = 1.00). Una densidad relativa alrededor de 1.20 significa que es necesario recargar la batería.

de contaminación del aire y a reducir la dependencia mundial respecto del petróleo como fuente de energía.

Un segundo tipo de celda secundaria es la *batería de níquel-cadmio (NiCad)*. Las baterías que se recargan en casa en un recargador sencillo son celdas de níquel-cadmio. El ánodo es el cadmio metálico, y el cátodo es óxido de níquel(IV). Las reacciones de cada semicelda en esta batería son

$$\textit{Ánodo:}\quad Cd + 2\ OH^- \rightarrow Cd(OH)_2 + 2e^- \quad \text{(oxidación)} \tag{16.18}$$

$$\textit{Cátodo:}\quad NiO_2 + 2\ H_2O + 2e^- \rightarrow Ni(OH)_2 + 2\ OH^- \quad \text{(reducción)} \tag{16.19}$$

La figura 16.11 muestra diferentes tipos de baterías comunes, celdas primarias y secundarias.

FIGURA 16.11
Diversas baterías comunes. Las *celdas primarias* como la celda seca (azul) o las celdas alcalinas (de oro, plata y para las prótesis auditivas) se desechan después de agotarse. Las *celdas secundarias* como la batería de almacenamiento de plomo de su automóvil, y las celdas de níquel-cadmio (negro, blanco y amarillo) pueden recargarse varias veces y reutilizarse. Las baterías recargables de uso cotidiano son una manera mucho más eficiente de utilizar las baterías en su hogar. Con el tiempo, ¡también son más económicas!

Ejercicio de estudio 16.4

Una celda de combustible es otro tipo de celda voltaica en la cual se abastecen de manera continua y de la misma manera se eliminan los productos. Estas celdas se utilizaron en las misiones espaciales *Apolo* a la Luna. La celda de combustible se basa en la conversión de gas oxígeno en iones hidróxido y de gas hidrógeno en agua con una disolución de hidróxido de potasio como el electrólito. (1) Escriba las semirreacciones balanceadas de oxidación y reducción asociadas con la celda de combustible, y (2) indique si estas reacciones ocurren en el cátodo o en el ánodo.

[(1) *Reducción:* $O_2(g) + 2\ H_2O + 4e^- \rightarrow 4\ OH^-$
Oxidación: $H_2(g) + 2\ OH^- \rightarrow 2\ H_2O + 2e^-$
(2) La reducción se lleva a cabo en el cátodo; la oxidación en el ánodo]

Resuelva el problema 14.

16.8 Corrosión

No todos los procesos electroquímicos son tan útiles para la sociedad como las baterías. En realidad, si su automóvil se encuentra en las mismas condiciones que el que se muestra en la figura 16.12, usted puede considerar la herrumbre —lo que los químicos llaman corrosión— como muy perjudicial para su estilo de vida. La **corrosión** es el proceso en el cual un metal se consume (oxidación) mediante una reacción química con el oxígeno para dar un producto que carece de las propiedades estructurales del metal original. El proceso de corrosión implica el contacto del metal con otras sustancias, particularmente el oxígeno, que reaccionan con el metal para producir el óxido metálico. El ejemplo más común es la herrumbre del hierro, y en Estados Unidos cuesta a la sociedad miles de millones de dólares al año proteger el acero de la corrosión y reemplazar las partes dañadas por la misma.

Corrosión Proceso en el que un metal se corroe (oxida) mediante una reacción química con oxígeno para dar un producto que carece de las propiedades estructurales del metal original.

El oxígeno de la atmósfera oxida el hierro para formar óxido de hierro(III) hidratado, $Fe_2O_3 \cdot x\ H_2O$, donde puede variar el valor de x. Este óxido de hierro(III) es el material café rojizo que llamamos *herrumbre*. Los procesos de oxidación-reducción en la corrosión son los siguientes

$$\text{Ánodo:} \quad Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^- \quad \text{(oxidación)} \tag{16.20}$$

$$\text{Cátodo:} \quad O_2 + 4\ H^+ + 4e^- \rightarrow 2\ H_2O \quad \text{(reducción)} \tag{16.21}$$

En la corrosión, los electrones fluyen desde el punto donde ocurre la corrosión (ánodo) hacia otra parte del acero donde el oxígeno y la humedad entran en contacto con el acero

FIGURA 16.12
La corrosión del acero demanda un enorme costo financiero a la sociedad.

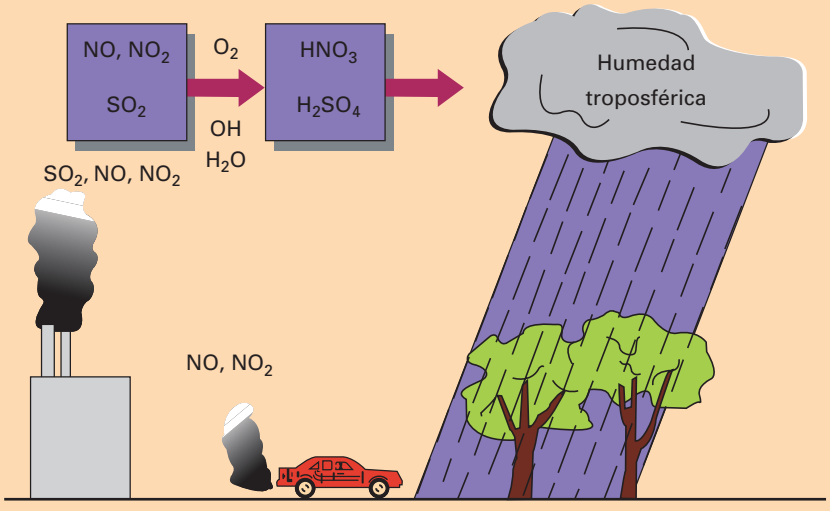
Tú y la Química

(cátodo). Así, los átomos de hierro se separan del metal (como Fe^{2+}) en el ánodo a medida que el gas oxígeno se reduce en el cátodo. Con más oxígeno, los iones Fe^{2+} que se forman en el ánodo se oxidan otra vez a Fe^{3+} y forman $\mathbf{Fe_2O_3 \cdot \textit{x}\ H_2O}$. El resultado es que se consume el acero en el sitio del ánodo y el metal pierde su solidez. Las sales que se utilizan para fundir el hierro en las carreteras durante el invierno (NaCl o $CaCl_2$) actúan como electrólitos que incrementan la velocidad de corrosión y hacen más eficiente el manejo del auto.

Para proteger el acero o el hierro contra la corrosión, se les coloca una capa protectora de pintura u otro metal [zinc (hierro galvanizado) o estaño] para reducir el contacto con la humedad y el oxígeno. También es frecuente cubrir la parte inferior de los automóviles con una capa de pintura para reducir la cantidad de corrosión durante el invierno.

LA QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA

Los procesos de oxidación-reducción y la lluvia ácida



La lluvia ácida implica la conversión de dióxido de azufre, óxido de nitrógeno y dióxido de nitrógeno contaminantes en ácido sulfúrico y ácido nítrico, con el posterior regreso de estos materiales ácidos a la tierra disueltos en lluvia, nieve o neblina.

En el artículo que se encuentra al final del capítulo 15 vimos el concepto básico de lluvia ácida. En resumen, el dióxido de azufre, el óxido de nitrógeno y dióxido de nitrógeno —productos de desecho de las actividades humanas— se liberan en la atmósfera donde se convierten en dos materiales fuertemente corrosivos: ácido sulfúrico (H_2SO_4) y ácido nítrico (HNO_3). Después, estos ácidos se disuelven en el agua atmosférica o en los cristales de hielo y regresan a la tierra como precipitación ácida. En la superficie de la tierra la lluvia ácida puede dañar las plantas y la vida animal, favorece la corrosión de equipos de acero y erosiona los edificios y las obras de mampostería.

Pero, ¿cómo se transforma el dióxido de azufre, el dióxido de nitrógeno y el dióxido de nitrógeno en ácido sulfúrico y ácido nítrico? Un cálculo rápido de los números de oxidación indica que el responsable debe ser un proceso de oxidación-reducción, puesto que el azufre y el nitrógeno tienen diferentes números

Número de oxidación	Reactivo		Producto	Número de oxidación
4+	SO_2	⇒	H_2SO_4	6+
2+	NO	⇒	HNO_3	5+
4+	NO_2	⇒	HNO_3	5+

de oxidación en los gases de desecho y en los ácidos que resultan.

Si bien el proceso químico es algo complejo y todavía no está bien aclarado, los científicos creen que estos procesos de oxidación se ven favorecidos por especies reactivas presentes en la atmósfera que se conocen como *radicales*. Los *radicales* son fragmentos de moléculas que no tienen octetos de electrones estables alrededor de cada átomo. Más bien, un átomo posee un *electrón sin compartir*, el cual hace a la especie inestable y muy reactiva. Los radicales reaccionan con moléculas estables en un intento por ganar un electrón adicional y llenar sus octetos. Uno de los radicales más importantes que se hallan presentes en la atmósfera es el radical hidroxilo, •O—H. (*Precaución:* Observe que éstos son *radicales* hidroxilo, no iones hidróxido, OH^-). Los radicales hidroxilo se forman en la troposfera en pequeñas concentraciones mediante el siguiente proceso:

$$O_3\,(g) + \text{luz ultravioleta} \rightarrow O(g) + O_2(g)$$

$$O(g) + H_2O(g) \rightarrow 2\cdot\ddot{O}H(g)$$

Se cree que el hidroxilo y otros radicales favorecen la oxidación del dióxido de azufre y los óxidos de nitrógeno (NO y NO_2) a ácido nítrico:

Los aspectos industriales de la vida moderna tienen un precio. Las emisiones de NO, No_2 y SO_2 de las plantas industriales producen materiales ácidos en la atmósfera que dañan considerablemente la vida de las plantas y los animales que se encuentran a cientos de millas de '.

$$SO_2(g) + \cdot\ddot{O}H \rightarrow HOSO_2$$

$$HOSO_2 + O_2 \rightarrow SO_3 + \cdot\ddot{O}—\ddot{O}—H$$

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

$$NO + \cdot\ddot{O}—\ddot{O}—H \rightarrow NO_2 + \cdot\ddot{O}H$$

$$NO_2 + \cdot\ddot{O}H \rightarrow HNO_3$$

Una vez que se lleva a cabo esta conversión en la atmósfera, todo lo que queda son materiales ácidos que de alguna manera regresan a la Tierra. Los agentes acidificantes pueden regresar a la Tierra como "deposición seca" (gotitas; véase el artículo al final del capítulo 15) o pueden disolverse en la humedad atmosférica y regresar en precipitación (lluvia, nieve o neblina). El proceso global se resume en la figura de la página anterior.

Resumen

Todas las reacciones de oxidación-reducción implican la transferencia de electrones. Una sustancia se *oxida* (actúa como agente reductor) cuando pierde electrones. Una sustancia se *reduce* (actúa como agente oxidante) cuando gana electrones (sección 16.1).

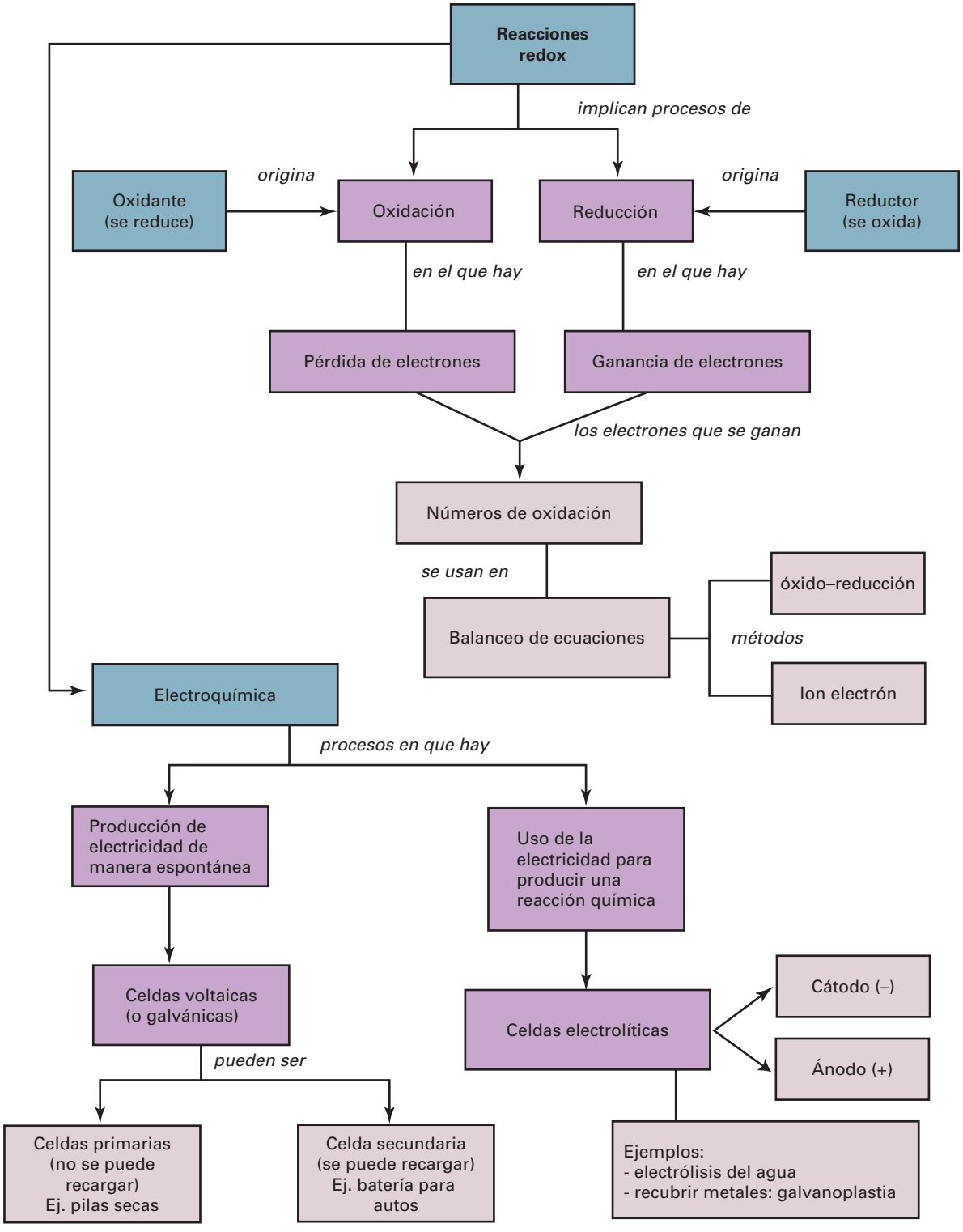
Para saber con facilidad si una sustancia se oxida o se reduce, los químicos asignan *números de oxidación* a los elementos en un compuesto o ion. Cuando el número de oxidación de un elemento aumenta (pierde electrones), el elemento, y por consiguiente el compuesto o ion, sufre una *oxidación*. Cuando el número de oxidación disminuye (gana electrones), el elemento, y por consiguiente el compuesto o ion, sufre una *reducción* (sección 16.2).

Las ecuaciones para las reacciones de oxidación-reducción completas y iónicas pueden ser muy complejas y difíciles de balancear. En este capítulo se presentan dos métodos; el *método del número de oxidación* (*método de óxido-reducción*) (sección 16.3) y el *método del ion electrón* (sección 16.4). Se presentan diferentes ejemplos de cada método.

La electroquímica es el estudio de las relaciones entre las reacciones de oxidación-reducción y la electricidad. Entre los diversos tipos de celdas electroquímicas que se utilizan están las celdas electrolíticas y las voltaicas. Las *celdas electrolíticas* son celdas que utilizan corriente eléctrica para producir una reacción que de otra forma no ocurriría (sección 16.5). Las *celdas voltaicas* (o *galvánicas*) son celdas que aprovechan una reacción y la utilizan para generar una corriente eléctrica (sección 16.6). En la vida diaria, las celdas voltaicas sirven como celdas primarias (desechables), como las baterías de la linterna (celdas secas), y como celdas secundarias (recargables), por ejemplo, las baterías de plomo en los automóviles (sección 16.7).

Otros procesos electroquímicos —corrosión— cuestan a Estados Unidos y a sus empresas miles de millones de dólares cada año a medida que el oxígeno reacciona con un metal para producir óxidos metálicos (sección 16.8).

Diagrama temático



Ejercicios

1. Defina o explique los siguientes términos (el número entre paréntesis se refiere a la sección del texto donde se menciona el término).

a. oxidación-reducción (redox) (Introducción al capítulo 16)

b. oxidación (16.1)

c. reducción (16.1)

d. agente reductor (reductor) (16.1)

e. agente oxidante (oxidante) (16.1)

f. número de oxidación (16.3 y 16.2)

g. método del número de oxidación (16.3)

h. método del ion electrón (16.4)

i. electroquímica (16.5)

j. celda electrolítica (16.5)

k. cátodo (16.5)

l. ánodo (16.5)

m. celdas voltaicas (galvánicas) (16.6)

n. celda primaria (16.7)

o. celda secundaria (16.7)

p. corrosión (16.8)

2. Diga cuál es la diferencia entre:

a. oxidación y reducción

b. el método del número de oxidación y el método del ion electrón para el balanceo de ecuaciones

c. cátodo y ánodo en relación con la oxidación y la reducción

d. celdas electrolíticas y celdas voltaicas (galvánicas)

e. celdas voltaicas primarias y secundarias

Celdas electrolíticas (véase la sección 16.5)

3. Describa con sus propias palabras una celda electrolítica. Incluya un dibujo en su descripción, así como las reacciones que ocurren en el ánodo y en el cátodo.

Celdas voltaicas o galvánicas (véase la sección 16.6)

4. Describa con sus propias palabras una celda voltaica o galvánica. Especifique la diferencia entre una celda electroquímica y una celda voltaica o galvánica. Incluya un dibujo de ambas celdas.

Problemas

Revisión de números de oxidación (véase la sección 16.2)

5. Calcule el número de oxidación del elemento vanadio (V) o del tungsteno (W) como se indica en cada uno de los siguientes compuestos o iones.

a. VO_2 **b.** V_2O_5

c. V_2O_3 **d.** VO_3^-

e. WO_3 **f.** WO_4^{2-}

Ecuaciones de oxidación-reducción: el método del número de oxidación (véase la sección 16.3)

6. Balancee las siguientes ecuaciones de oxidación-reducción utilizando el método del número de oxidación:

a. $HNO_3 + HI \rightarrow NO + I_2 + H_2O$

b. $KI + H_2SO_4(conc) \rightarrow H_2S + H_2O + I_2 + K_2SO_4$

c. $Cu + HNO_3(dil) \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

d. $KIO_4 + KI + HCl \rightarrow KCl + I_2 + H_2O$

e. $HNO_3 + I_2 \rightarrow NO_2 + H_2O + HIO_3$

f. $Ag + H_2SO_4(conc) \rightarrow Ag_2SO_4 + SO_2 + H_2O$

g. $Cr_2O_7^{2-} + Fe^{2+} + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + Fe^{3+} + H_2O$

h. $Cu + H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow Cu^{2+} + SO_2 + H_2O$

i. $I_2 + CdS + H^+ \rightarrow HI + S + Cd^{2+}$

j. $Zn + Cr_2O_7^{2-} + H^+ \rightarrow Zn^{2+} + Cr^{3+} + H_2O$

7. En las ecuaciones que están en el problema 6, indique las sustancias que se oxidan y las que se reducen, así como el agente oxidante y el agente reductor.

8. Balancee las siguientes ecuaciones de oxidación-reducción utilizando el método del número de oxidación:

a. $Bi(OH)_3 + K_2SnO_2 \rightarrow Bi + K_2SnO_3 + H_2O$

b. $Sb + HNO_3(dil) \rightarrow Sb_2O_5 + NO + H_2O$

c. $Na_2TeO_3 + NaI + HCl \rightarrow NaCl + Te + H_2O + I_2$

d. $Mn(NO_3)_2 + NaBiO_3 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + Bi(NO_3)_3 + NaNO_3 + H_2O$

e. $CoSO_4 + KI + KIO_3 + H_2O \rightarrow Co(OH)_2 + K_2SO_4 + I_2$

f. $I_2O_5 + CO \rightarrow I_2 + CO_2$

g. $Cr_2O_7^{2-} + H^+ + Cl^- \rightarrow Cr^{3+} + Cl_2 + H_2O$

h. $I^- + MnO_4^- + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + I_2 + H_2O$

i. $MnO_4^- + SO_2 + H_2O \rightarrow Mn^{2+} + SO_4^{2-} + H^+$

j. $H_2S + Cr_2O_7^{2-} + H^+ \rightarrow S + Cr^{3+} + H_2O$

9. En las ecuaciones que están en el problema 8, indique las sustancias que se oxidan y las que se reducen, así como los agentes oxidantes y los agentes reductores.

Ecuaciones de oxidación-reducción: método del ion electrón (véase la sección 16.4)

10. Balancee las siguientes ecuaciones de oxidación-reducción utilizando el método del ion electrón:

a. $Sn^{2+} + IO_3^- \rightarrow Sn^{4+} + I^-$ en disolución ácida

b. $AsO_2^- + MnO_4^- \rightarrow AsO_3^- + Mn^{2+}$ en disolución ácida

c. $C_2O_4^{2-} + MnO_4^- \rightarrow CO_2 + Mn^{2+}$ en disolución ácida

d. $Mn^{2+} + BiO_3^- \rightarrow MnO_4^- + Bi^{3+}$ en disolución ácida

e. $MnO_4^- + H_2O_2 \rightarrow Mn^{2+} + O_2$ en disolución ácida

f. $Fe + NO_3^- \rightarrow Fe^{3+} + NO$ en disolución ácida

g. $Cl_2 \rightarrow ClO_3^- + Cl^-$ en disolución básica

h. $Cl_2 \rightarrow ClO^- + Cl^-$ en disolución básica (fría)

i. $MnO_2(s) + O_2 \rightarrow MnO_4^{2-} + H_2O$ en disolución básica

j. $PbS(s) + H_2O_2 \rightarrow PbSO_4(s) + H_2O$ en disolución ácida

(*Sugerencia:* El H_2O_2 es un no electrólito).

11. En las ecuaciones que están en el problema 10, indique las sustancias que se oxidan y las que se reducen, así como los agentes oxidantes y los agentes reductores.

12. Balancee las siguientes ecuaciones de oxidación-reducción utilizando el método del ion electrón:

a. $Cr_2O_7^{2-} + C_2O_4^{2-} \rightarrow Cr^{3+} + Co_2$ en disolución ácida

b. $S^{2-} + NO_3^- \rightarrow S + NO$ en disolución ácida

c. $SO_3^{2-} + MnO_4^- \rightarrow SO_4^{2-} + MN^{2+}$ en disolución ácida

d. $AsO_3^{3}- + Br_2 \rightarrow AsO_4^{3-} + Br^-$ en disolución ácida

e. $AsO_4^{3-} + I^- \rightarrow AsO_3^{3-} + I_2$ en disolución básica

f. $Bi(OH)_3 + SnO_2^{2-} \rightarrow SnO_3^{2-} + Bi$ en disolución básica

g. $Mn^{2+} + H_2O_2 \rightarrow MnO_2(s) + H_2O$ en disolución básica

h. $MnO_4^- + ClO_2^- \rightarrow MnO_2(s) + ClO_4^-$ en disolución básica

i. $NiS(s) + HCl + HNO_3 \rightarrow NiCl_2 + NO(g) + S(s)$ en disolución básica

j. $HSbCl_6 + H_2S(g) \rightarrow H_3SbCl_6 + S(s)$ en disolución básica

(*Sugerencia:* El $HSbCl_6$ se ioniza como H^+ y $SbCl_6^-$, y el H_3SBCl_6 se ioniza como $3H^+$ y $SbCl_6^{3-}$).

13. En las ecuaciones que se encuentran en el problema 12, indique las sustancias que se oxidan y las que se reducen, así como los agentes oxidantes y los agentes reductores.

Celdas voltaicas en uso práctico (véase la sección 16.7)

14. Se ha utilizado una rara batería que se llama celda alcalina aire-zinc (figura 16.13) en diversas aplicaciones, por ejemplo, en la industria del ferrocarril y en las prótesis auditivas.

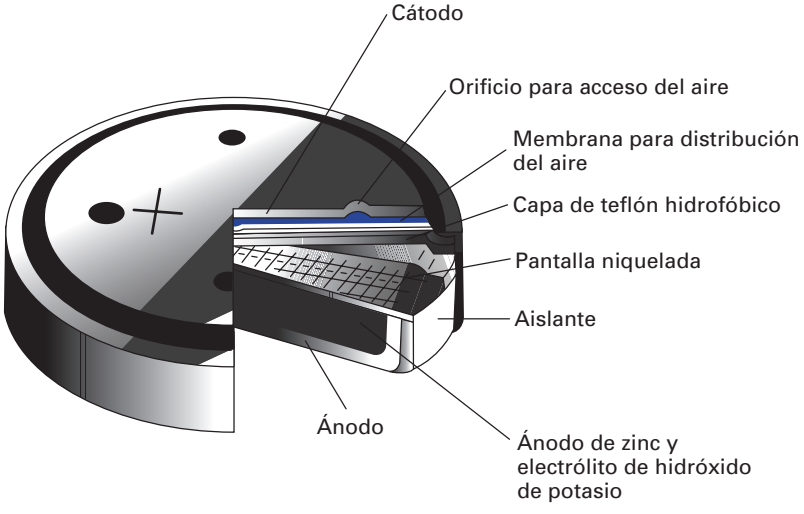


FIGURA 16.13
Batería alcalina de aire-zinc. Observe los orificios que tiene la caja, los cuales permiten la entrada del oxígeno del aire para participar en la reacción de oxidación-reducción.

Esta celda se basa en la conversión del zinc metálico en hidróxido de zinc [$Zn(OH)_2$], y del gas oxígeno (el cual se difunde desde la atmósfera hacia la celda a través de orificios que se encuentran en el recipiente de la celda como se ve en la figura 16.13) en iones hidróxido bajo condiciones alcalinas (básicas).

a. Escriba las semirreacciones balanceadas de oxidación y reducción asociadas con el funcionamiento de esta rara batería.

b. Indique si estas reacciones ocurren en el cátodo o en el ánodo.

Problemas generales

15. Refiérase al problema 6, parte a.

a. ¿Cuántos gramos de oxígeno de nitrógeno (óxido nítrico) pueden producirse a partir de 66.0 g de ácido nítrico puro?

b. ¿Cuántos litros de oxígeno de nitrógeno a TPN pueden producirse a partir de 66.0 g de ácido nítrico puro?

c. ¿Cuántos litros de óxido de nitrógeno a 27ºC y $7\overline{00}$ torr pueden producirse a partir de 66.0 g de ácido nítrico puro?

d. ¿Cuántos gramos de óxido de nitrógeno pueden producirse a partir de 45.0 mL de ácido nítrico concentrado? (El ácido nítrico concentrado es ácido nítrico puro al 72.0% y tiene una densidad de 1.42 g/mL).

16. En el problema 8, parte a, ¿cuántos gramos de hidróxido de bismuto se requieren para producir 4.10 g de bismuto metálico precipitado?

17. Considere la siguiente ecuación:

$$KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

a. Balancee la ecuación de oxidación-reducción por el método del número de oxidación.

b. Calcule la cantidad de moles de permanganato de potasio que se requieren para oxidar 2.30 g de sulfato de hierro(II).

c. ¿Cuántos mililitros de una disolución 0.100 *M* de permanganato de potasio se requieren para oxidar 2.30 g de sulfato de hierro(II)?

18. En una de las pruebas para determinar el contenido de alcohol en el aliento, el oficial de policía utiliza una prueba química. La ecuación es la siguiente:

$$\underset{\text{alcohol etílico}}{C_2H_6O} + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow \underset{\text{ácido acético}}{C_2H_4O_2} + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

La prueba se basa en el cambio de color rojo-naranja del dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) al sulfato de cromo(III) [$Cr_2(SO_4)_3$] verde.

a. Balancee la ecuación por el método del número de oxidación.

b. ¿Cuál es el agente oxidante?

19. Por lo regular el yodo se prepara a partir del yodato de sodio ($NaIO_3$), que se extrae de los depósitos salinos que se encuentran en Chile.

a. Balancee la siguiente ecuación de oxidación-reducción en *solución ácida* por el método del ion electrón, el cual describe la reacción que se utiliza para preparar el yodo (I_2) a partir de la sal yodato de sodio.

$$IO_3^- + HSO_3^- \rightarrow I_2 + SO_4^{2-}$$

b. Calcule el número de gramos de yodo que se producen a partir de 0.800 kg de yodato de sodio.

20. Algunos limpiadores de inodoros contienen ácido clorhídrico (HCl). Esta disolución no debe mezclarse con blanqueadores que contienen hipoclorito de sodio (NaClO).

a. Escriba una semirreacción balanceada del ion hipoclorito (ClO^-) con ion hidrógeno para producir gas cloro (Cl_2).

b. ¿Esta semirreacción es una oxidación o una reducción?

Cuestionario del capítulo 16

1. Calcule el número de oxidación de los elementos que se indican en cada uno de los siguientes iones:

a. C en CO_3^{2-} **b.** S en $S_2O_3^{2-}$

2. Balancee la siguiente ecuación por el método del número de oxidación:

$$H_2S + HNO_3 \rightarrow S + NO + H_2O$$

3. En la pregunta 2, ¿cuál es el agente oxidante?

4. Balancee las siguientes ecuaciones por el método del ion electrón.

a. $Zn + NO_3^- \rightarrow Zn^{2+} + N_2$ en disolución ácida

b. $Zn + NO_3^- \rightarrow Zn^{2+} + NH_3$ en disolución básica

5. En la pregunta 4, ¿cuál es el agente reductor en la parte (a), y cuál es el agente reductor en la parte (b)?

6. En la batería de almacenamiento de Edison con un electrólito de disolución hidróxido de potasio, el hierro metálico se convierte en hidróxido de hierro(II) sólido y el óxido de níquel(IV) sólido se convierte en hidróxido de níquel(II) sólido.

a. Escriba la semirreacción balanceada de la oxidación y reducción de esta celda.

b. Indique si estas reacciones ocurren en el cátodo o en el ánodo.

Magnesio (Símbolo: Mg)

DE

El magnesio se emplea para preparar aleaciones que alguna vez se utilizaron para hacer "rines de magnesio". Actualmente, los "rines de magnesio" se fabrican de aluminio. Dan una apariencia deslumbrante incluso a un Ferrari.

PARA

El magnesio se quema vigorosamente y desprende una luz blanca deslumbrante. Esta propiedad lo hace útil en la fabricación de dispositivos para destellos instantáneos.

El elemento MAGNESIO: desde las ruedas hasta los dispositivos de luz instantánea

Nombre: El nombre deriva de una región llamada *Magnesia*, en Tesalia, Grecia. *Magnesia* (del latín) se refiere a los numerosos sólidos que contienen magnesio, por ejemplo, el óxido de magnesio (MgO) y el talco (3 $MgO \cdot 4\ SiO_2 \cdot H_2O$).

Apariencia: Es un metal de color blanco plateado, dúctil y de baja densidad.

Abundancia: El magnesio es muy común y representa casi el 2% de la corteza terrestre como *dolomita* [$CaMg(CO_3)_2$], *carnalita* [$MgCl_2 \cdot KCl \cdot 6\ H_2O$], *epsomita* [$MgSO_4 \cdot 7\ H_2O$, sales de epsom], y otros minerales. También se encuentra en concentraciones importantes en el agua de mar. La "extracción" a partir del agua de mar es una nueva fuente de muchos elementos.

Origen: El magnesio se prepara haciendo pasar una corriente eléctrica a través de cloruro de magnesio fundido para obtener el magnesio metálico y el gas cloro.

$$MgCl_2(l) \xrightarrow[\text{eléctrica}]{\text{corriente}} Mg(s) + Cl_2(g)$$

Usos comunes: El uso principal del magnesio se da en la preparación de aleaciones (mezclas de metales) resistentes, durables y de peso ligero. Dos aleaciones muy conocidas son: la formada por 5% de magnesio/95% de aluminio y la que comprende 91% de magnesio/6% de aluminio/3% de zinc.

El magnesio se emplea en la producción de luces de bengala, fuegos artificiales y dispositivos incendiarios.

También se utiliza en la fabricación de algunos tipos de baterías de celda seca.

Acontecimientos raros: El magnesio es un metal esencial en el mundo vegetal. Los iones de magnesio (Mg^{2+}) se incorporan a la clorofila, una molécula compleja que permite a las plantas convertir la luz solar, el agua y el dióxido de carbono en azúcar (glucosa). Este proceso proporciona las bases de toda la vida sobre la Tierra.

Química sustentable y CTS

Convertidores catalíticos

Actualmente existen millones de vehículos en todo el mundo que utilizan gasolina como combustible. Cada vehículo es una fuente de contaminación que en ciudades grandes como el Distrito Federal puede ocasionar problemas graves.

Para solucionar este problema, los gobiernos de algunos países han establecido leyes que limitan la cantidad de contaminantes que puede generar un vehículo, lo que motivó por un lado a mejorar la calidad de los combustibles (gasolinas sin plomo y menos azufre) y por otro, a la industria automotriz a buscar medios para hacer más eficientes y menos contaminantes los motores.

Sin embargo, por más eficiente que sea un vehículo de gasolina, siempre genera una cantidad de contaminantes, lo cual originó el uso del **convertidor catalítico**, que es un sistema que transforma los gases de escape del motor, antes de liberarlos a la atmósfera, y para ello utiliza metales nobles que catalizan las reacciones químicas.

Los vehículos modernos controlan cuidadosamente la cantidad de combustible que queman, para así reducir los contaminantes. Las computadoras de los vehículos mantienen una relación de aire-gasolina muy cercana a la relación estequiométrica que es la relación ideal entre ambos. Teóricamente, si la relación es exacta y la gasolina es pura, la combustión es completa y todo el combustible se utiliza para generar energía, desechando únicamente el dióxido de carbono y el agua, que no son considerados como contaminantes (aunque el calentamiento global de la Tierra se le atribuye en parte a las emisiones de CO_2).

En realidad, el proceso de combustión que se realiza en los motores no es ideal, ya que la gasolina contiene impurezas que hacen imposible mantener una relación exacta de aire-combustible todo el tiempo, provocando que la combustión no sea completa y forme los siguientes contaminantes:

- Monóxido de carbono (CO), es un gas venenoso sin color ni olor que se genera por una combustión incompleta.
- Hidrocarburos (HC) principalmente residuos de gasolina que no se quemó dentro del motor.
- Óxidos de nitrógeno (NO_x), pueden ser NO y NO_2, causantes de la lluvia ácida.

Estos son los tres principales contaminantes que un convertidor catalítico tiene que transformar en productos no contaminantes.

¿Cómo funciona un convertidor catalítico?

Es un dispositivo que tiene dos tipos de catalizadores, uno de reducción y otro de oxidación. Ambos consisten en una estructura cerámica cubierta con metales de transición: Platino (Pt), Rodio (Rh) y Paladio (Pd), que entran en contacto con el flujo de gases del escape.

Primera etapa: El catalizador de reducción, utiliza platino (Pt) y rodio (Rh) para disminuir la emisiones de NO_x.

Cuando el monóxido de nitrógeno (NO) o el dióxido de nitrógeno(NO_2) entran en contacto con el catalizador, éste reduce los óxidos de nitrógeno (NO_x) en oxígeno gaseoso (O_2) y nitrógeno gaseoso (N_2), ambos gases son los componentes principales del aire y por tanto no son contaminantes.

Segunda etapa: El catalizador de oxidación está constituido por platino (Pt) y paladio (Pd), que propicia que los hidrocarburos (HC) y el monóxido de carbono (CO), reaccionen con el oxígeno transformándolos en dióxido de carbono (CO_2) y agua.

Tercera etapa: Se monitorean los gases. Hay un sensor de oxígeno en dichos gases antes de llegar al convertidor catalítico. Este sensor informa a la computadora la cantidad de oxígeno que hay en el escape, y con esta información la computadora puede aumentar o disminuir la cantidad de oxígeno en el escape ajustando la relación de aire-gasolina. El sistema de control permite a la computadora asegurarse de que el motor está funcionando con una relación muy cercana a la estequiométrica y además mantiene suficiente oxígeno en el escape para oxidar los hidrocarburos y el monóxido de carbono a CO_2 y H_2O.

¡Explícalo tú!: Experimento del recipiente azul*

Objetivo: Mostrar como se puede cambiar el color de una disolución por medio de una reacción de óxido-reducción.

En un matraz Erlenmeyer grande, tapado, que contenga una disolución incolora transparente, sobre la mesa de demostración. Levante el matraz y agite ocasionalmente (agitación giratoria) para producir un efecto tipo torbellino. El contenido del matraz se vuelve azul. Se coloca de nuevo el matraz sobre la mesa y, en unos momentos, su contenido regresará al estado incoloro. Este proceso puede repetirse muchas veces durante algunas horas.

Pida a los estudiantes que reflexionen sobre lo que está ocurriendo. Diga que la disolución contiene una sustancia cáustica y que deben ser muy cuidadosos con su manejo.

Contenido del matraz:

- 250 mL de disolución de hidróxido de sodio 40 g/L.
- 250 mL de disolución de dextrosa (glucosa) 24 g/L.
- 1 mL de disolución al 1% en etanol de azul de metileno (o unos cuantos cristales).

* Irwin Talesnik, *El discreto encanto de la química*, 1993.

Capítulo 17

Velocidades de reacción y equilibrio químico

Una explosión es un ejemplo de una reacción muy rápida en la cual se liberan calor y gases.

Objetivos del capítulo 17

1. Definir lo que es velocidad de reacción y energía de activación y analizar los cuatro factores que determinan la velocidad de una reacción (sección 17.1).
2. Explicar el equilibrio dinámico, escribir la constante de equilibrio de una reacción y explicar el significado de la magnitud de una constante de equilibrio (sección 17.2).
3. Utilizar el principio de Le Châtelier para explicar cómo afectan al equilibrio químico los cambios en la concentración, temperatura o presión (sección 17.3).
4. Definir K_a y K_b y utilizarlas para calcular las propiedades de las disoluciones que contienen ácidos débiles o bases débiles (sección 17.4).
5. Definir una disolución amortiguadora y explicar cómo resiste al cambio en el pH cuando se adicionan ácidos fuertes o bases fuertes (sección 17.5).
6. Definir K_{ps}, explicar el significado de la magnitud de una constante del producto de solubilidad y utilizarla para calcular la solubilidad de los electrólitos ligeramente solubles en agua (sección 17.6).

Cuenta regresiva

Puede utilizar la tabla periódica.

Elemento	Unidades de masa atómica (uma)
N	14.0
Ag	107.9
Cl	35.5

5. Realice las siguientes operaciones y exprese su respuesta con tres cifras significativas (sección 2.5 y 2.7).

a. $\sqrt{1.80 \times 10^{-8}}$ (1.34×10^{-4})

b. $\sqrt{1.80 \times 10^{-9}}$ (4.24×10^{-5})

c. Eleve 2.00×10^{-3} a la segunda potencia (4.00×10^{-6})

d. Eleve 2.00×10^{-3} a la tercera potencia (8.00×10^{-9})

4. Escriba la fórmula correcta de los siguientes compuestos (secciones 7.3, 7.4, 7.6 y 7.7).

a. amoniaco (NH_3)

b. sulfato de hierro(II) $(FeSO_4)$

c. acetato de potasio $(KC_2H_3O_2)$

d. cromato de calcio $(CaCrO_4)$

e. ácido acético $(HC_2H_3O_2)$

3. Calcule la cantidad en mol para cada una de las siguientes cantidades. Exprese su respuesta en notación científica (secciones 2.7 y 8.2).

a. 1.50 g de gas nitrógeno $(5.36 \times 10^{-2}$ mol)

b. 2.50 g de cloruro de plata $(1.74 \times 10^{-2}$ mol)

2. Calcule la cantidad en gramos para cada una de las siguientes cantidades (sección 8.2).

a. 8.35×10^{-2} mol de gas nitrógeno (2.34 g)

b. 2.64×10^{-3} mol de cloruro de plata (0.379 g)

1. Calcule el pH y el pOH de las siguientes disoluciones (sección 15.5):

a. la concentración de ion hidrógeno es 3.3×10^{-3} mol/L (2.48, 11.52)

b. la concentración de ion hidrógeno es 8.8×10^{-9} mol/L (8.06, 5.94)

Una joven enfermera está planeando para su futuro e invierte una parte de su ingreso en un fondo mutualista. Ella podría formular dos preguntas muy diferentes, pero importantes ambas, acerca de su fondo. Una sería, "¿con qué rapidez subirá el valor de mi fondo de inversión?", y la otra, "¿cuál será el valor de mi fondo de inversión en 20 años?". Estas dos preguntas ilustran dos aspectos de la reacción química que estaremos viendo en este capítulo: ¿con qué rapidez se lleva a cabo una reacción?, y ¿cuál será la composición de la mezcla de reacción cuando el proceso termine?

Al estudio de la rapidez y la trayectoria que siguen las reacciones se le llama *cinética química*, y el conocimiento acerca de la composición de una mezcla de reacción cuando termina la reacción depende de la comprensión del *equilibrio químico.* Ambas áreas de la química son importantes para una comprensión de los procesos de reacción.

17.1 Velocidad de reacción

En la vida real puede ser importante conocer a qué velocidad se lleva a cabo una reacción. El tiempo que usted tarda en hornear galletas con chispas de chocolate depende de la velocidad con que el polvo para hornear (bicarnonato o carbonato ácido de sodio) se descompone a 350°F:

$$2\ NaHCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(l) \qquad (17.1)$$

La **velocidad de reacción** es la velocidad a la que se forman los productos o se consumen los reactivos. Una explosión es un ejemplo de una reacción rápida. La formación de petróleo a partir de la materia orgánica descompuesta es un ejemplo de una reacción lenta. A través de una amplia experimentación, los químicos han determinado que la velocidad de una reacción depende de cuatro factores: (1) la naturaleza de los reactivos, (2) la concentración de los reactivos, (3) la temperatura y (4) la presencia de catalizadores.

Velocidad de reacción Velocidad a la cual se forman los productos o se consumen los reactivos.

Clave del estudio: Algunas personas pueden correr rápidamente, otras corren de manera más lenta y otras no corren. Lo mismo ocurre con las moléculas: algunas son muy reactivas, otras reaccionan con menor rapidez y otras reaccionan *muy lentamente.*

La naturaleza de los reactivos

La velocidad de una reacción química depende, en parte, de la facilidad con que se pueden romper o formar enlaces. Los materiales muy reactivos pueden romper o formar enlaces con facilidad. Los materiales no reactivos no rompen ni forman nuevos enlaces con rapidez. Por ejemplo, la descomposición de dióxido de nitrógeno se lleva a cabo en pocos minutos.

$$2\ NO_2(g) \longrightarrow 2\ NO(g) + O_2(g) \qquad (17.2)$$

Por el contrario, la descomposición de una cantidad comparable de pentóxido de dinitrógeno requiere cerca de 100 minutos a la misma temperatura.

$$2\ N_2O_5(g) \longrightarrow 4\ NO_2(g) + O_2(g) \qquad (17.3)$$

Concentración de los reactivos

Para que haya una reacción, las moléculas deben chocar entre sí. A mayor frecuencia en las colisiones, mayor será la oportunidad para que una reacción se lleve a cabo. Así, la velocidad de una reacción depende en parte de la concentración de los reactivos. Esta relación fue formulada de manera cuantitativa en 1864 por dos químicos noruegos, Cato M. Guldberg (1836-1902) y Peter Waage (1833-1900). Su **ley de acción de masas** establece que en una reacción general

$$aA + bB \longrightarrow cC + dD \qquad (17.4)$$

Clave del estudio: A medida que aumenta la cantidad de personas en un cuarto pequeño, aumentan las oportunidades de chocar con alguien. De manera semejante, si usted incrementa la concentración de las moléculas ocurren más colisiones.

Ley de acción de masas Principio que establece que para una reacción general $aA + bB \rightarrow cC + dD$, es posible definir la velocidad de la reacción como $k[A]^x[B]^y$, donde [A] y [B] son las concentraciones de A y B en mol por litro, respectivamente, k es la constante de velocidad, y x y y se determinan por medio de experimentación.

la velocidad de reacción puede definirse como

$$\text{velocidad de reacción} = k[\text{A}]^x[\text{B}]^y \qquad (17.5)$$

donde [A] y [B] son las concentraciones de A y B en mol/L, respectivamente, y x y y son números que se determinan por medio de *experimentación*. Los exponentes x y y son, por lo regular, números enteros positivos pero pueden ser números fraccionarios o números negativos o cero en situaciones complicadas. Pueden *determinarse* sólo por medio de *experimentación* y pueden o no ser iguales a los coeficientes del (de los) reactivo(s) en la ecuación balanceada. La constante k es la **constante de velocidad** y también se determina por experimentación.

Constante de velocidad
Constante que se determina experimentalmente, factor en la velocidad de las reacciones; su expresión matemática es k.

EJEMPLO 17.1 Considere la descomposición del dióxido de nitrógeno.

$$2\ \text{NO}_2(g) \longrightarrow 2\ \text{NO}(g) + \text{O}_2(g)$$
$$\text{velocidad} = k[\text{NO}_2]^2$$

¿Cuál será el efecto sobre la velocidad de descomposición si la concentración de NO_2 se duplica de 0.10 M a 0.20 M?

RESULTADO La velocidad de la reacción original cuando $[NO_2] = 0.10\ M$ es

$$\text{velocidad} = k[0.10\ M]^2 = k(0.010\ M^2)$$

La velocidad de la reacción cuando $[NO_2] = 0.20\ M$ es la siguiente:

$$\text{velocidad} = k[0.20\ M]^2 = k(0.040\ M^2)$$

La velocidad de descomposición será cuatro veces (0.040/0.010) la velocidad original. *Respuesta*

Ejercicio de estudio 17.1
Considere la descomposición del pentóxido de dinitrógeno.

$$2\ \text{N}_2\text{O}_5(g) \rightarrow 4\ \text{NO}_2(g) + \text{O}_2(g)$$
$$\text{velocidad} = k[\text{NO}_2\text{O}_5]$$

¿Cuál será el efecto sobre la velocidad de descomposición si la concentración de N_2O_5 se triplica de 0.010 M a 0.030 M?

Resuelva el problema 7.

(Será tres veces la velocidad con 0.010 M).

Temperatura y energía de activación

Todas las reacciones químicas se aceleran cuando aumenta la temperatura debido a que, a mayor temperatura, las moléculas tienen mayor energía cinética (véase la sección 3.5) y, en su mayor parte, tienen suficiente energía para reaccionar. El concepto de que las moléculas necesitan una mímima cantidad de energía para reaccionar, es fundamental en la comprensión de las reacciones químicas. Este requerimiento de energía se llama **energía de activación** de la reacción. La energía de activación es semejante a la energía que un golfista debe aplicar sobre un campo de golf al golpear una pelota para lanzarla desde un lado de la colina hacia un agujero que se encuentra en el otro lado. Hasta que el golfista no golpee la pelota con suficiente fuerza para que alcance la parte superior de la colina, la pelota no llegará al agujero que se encuentra en el otro lado. Como se muestra en la figura 17.1, a menos que la energía de los reactivos sea igual a la energía de activación que se necesita para romper un enlace químico, no se llevará a cabo ninguna reacción.

Energía de activación
Barrera de energía que se debe vencer antes de que las moléculas puedan reaccionar.

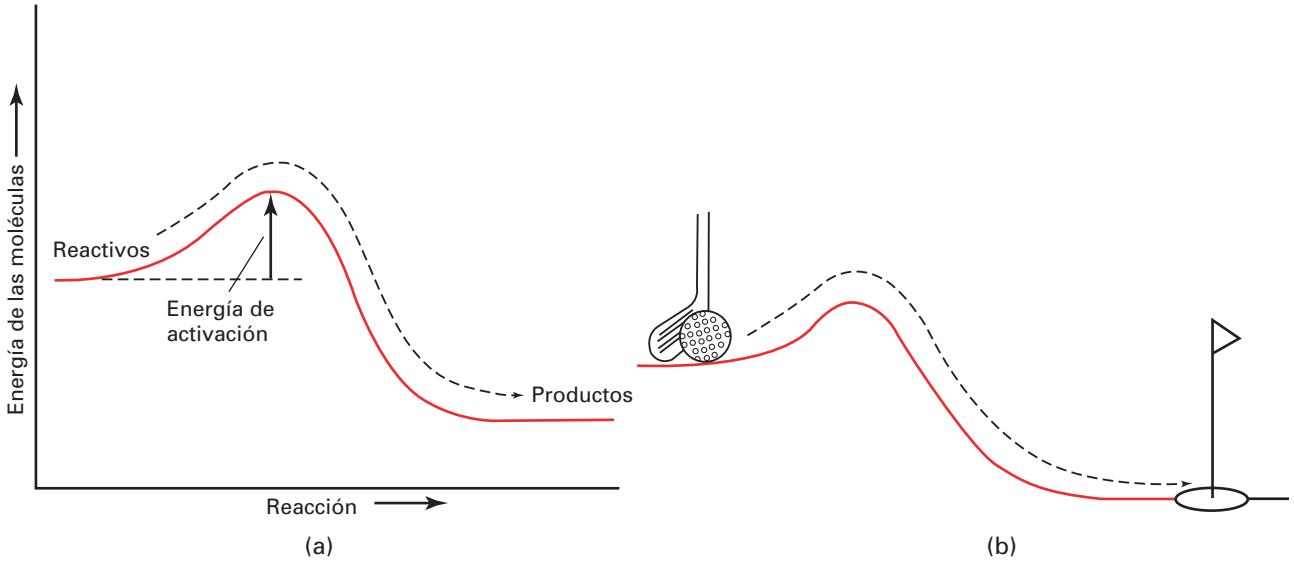


FIGURA 17.1
(a) El recorrido de los reactivos para formar productos sobre una barrera de energía (energía de activación) es semejante a (b) el avance de una pelota de golf sobre una colina y su descenso hacia el agujero.

La figura 17.2 representa reacciones exotérmicas (que producen calor) y endotérmicas (que absorben calor) (véase la sección 10.7). En la reacción exotérmica que se muestra en la figura 17.2a, la energía de los productos es *inferior* a la energía de los reactivos. La ley de conservación de la energía (véase la sección 3.6) determina que la diferencia en la energía de los productos y de los reactivos se libera como calor de reacción. Por el contrario, como se ve en la figura 17.2b, en una reacción endotérmica la energía de los productos es

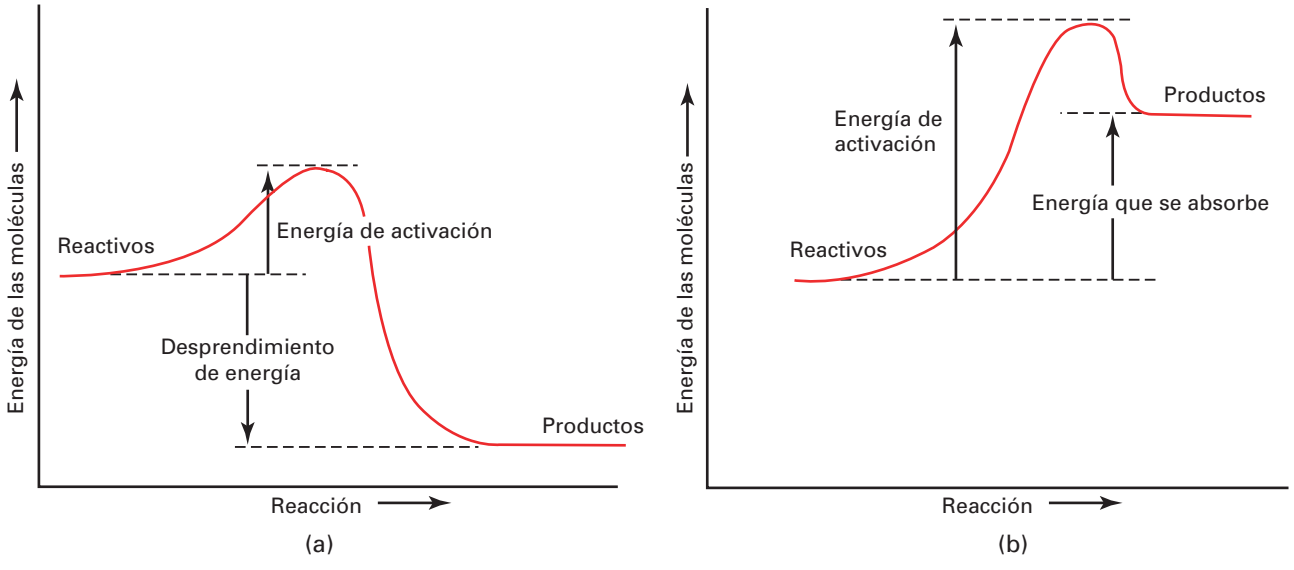


FIGURA 17.2
Relaciones de energía en las reacciones (a) exotérmica y (b) endotérmica.

superior a la de los reactivos, y la diferencia representa el calor que absorbe la reacción. Sin embargo, observe que ambos tipos de reacción requieren suficiente energía (activación) para hacer que los reactivos estén "sobre la colina". La energía que se requiere para hacer que los reactivos "lleguen a la cima de la colina" es lo que llamamos energía de activación.

Catalizador

Clave del estudio: Piense en los animadores de una competencia deportiva y compárelos con un catalizador. Los jugadores pueden jugar sin animadores, pero con frecuencia los gritos de estímulo de éstos les dan una enorme energía adicional para sobresalir.

En la sección 9.2, definimos un *catalizador* como una sustancia que cambia la velocidad de una reacción química, pero que al final de ésta se recupera sin que haya sufrido un cambio apreciable. Los catalizadores aumentan la velocidad de reacción reduciendo la energía de activación. Ejemplos de catalizadores son las enzimas, la clorofila (en la fotosíntesis) y el dióxido de manganeso(IV) (en la descomposición del clorato de potasio). En algunas reacciones, pequeñas cantidades de ácido o base suelen actuar como catalizadores.

17.2 Reversibilidad de las reacciones y el equilibrio

Equilibrio dinámico Estado en el que la velocidad de un proceso hacia adelante es igual a la velocidad de un proceso inverso, cuando se desarrollan de manera simultánea, como cuando la velocidad de evaporación es igual a la velocidad de condensación para un líquido en un recipiente cerrado.

Hasta ahora, en casi todas las ecuaciones que representan reacciones químicas hemos visto uno o más reactivos produciendo uno o más productos. Además, *en teoría* todas las reacciones químicas son reversibles, y *en la práctica*, la mayor parte de ellas son reversibles. En una reacción reversible, los reactivos reaccionan para formar productos y los productos reaccionan para formar reactivos hasta que se alcanza un estado de **equilibrio dinámico.** Anteriormente nos hemos encontrado ya muchas veces con el término equilibrio dinámico. Los ejemplos incluyen la presión de vapor (capítulo 12), la fusión y la congelación (capítulo 12) y las disoluciones saturadas (capítulo 14).

El equilibrio se indica mediante una flecha doble ($\rightleftharpoons$), y existe cuando las velocidades de reacción en un sentido y en el inverso son iguales. De esta manera, las reacciones "se desplazan en ambos sentidos". Nos referiremos a la reacción que se desplaza de izquierda a derecha como la *reacción de avance* y a la reacción que se desplaza de derecha a izquierda como la *reacción inversa*. Así, en la ecuación

$$A + B \rightleftharpoons C + D \tag{17.6}$$

La reacción $A + B \rightarrow C + D$ es considerada una reacción de avance y $C + D \rightarrow A + B$ es considerada una reacción inversa. Si comenzamos con una mezcla de A y B a cierta temperatura y presión, A y B reaccionarán para formar C y D a una velocidad que depende de la concentración inicial de A y de B. En el comienzo, la reacción inversa tiene una velocidad de 0 puesto que no hay ninguna molécula de C y de D. Sin embargo, a medida que aumentan sus concentraciones, aumenta la velocidad de la reacción inversa. Durante este tiempo, disminuye la velocidad de la reacción de avance a medida que disminuye la concentración de A y de B. Así, durante el curso de una reacción, la velocidad de la reacción de avance *disminuye con el tiempo*, mientras que la velocidad de la reacción inversa *aumenta con el tiempo.*

Finalmente, la velocidad con que las moléculas de C y de D reaccionan para formar moléculas de A y de B *será igual* a la velocidad con que las moléculas de A y de B reaccionan para formar moléculas de C y de D. *Cuando se alcanza este punto, la reacción está en equilibrio.* Éste es un equilibrio dinámico porque se están llevando a cabo dos reacciones opuestas de manera continua. Una vez que una reacción ha alcanzado el equilibrio, ya no hay más cambios en la velocidad de los procesos hacia un sentido y otro, siempre y cuando ningún agente externo actúe sobre el sistema. La figura 17.3 ilustra el proceso para llegar al equilibrio.

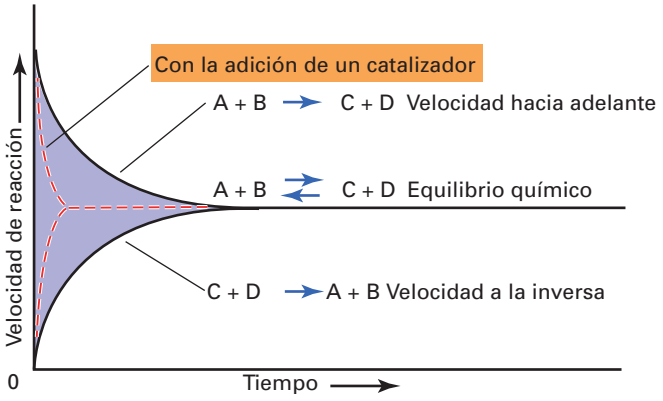


FIGURA 17.3
El equilibrio químico se alcanza cuando la velocidad de la reacción de avance es igual a la velocidad de la reacción inversa. Un catalizador (---) disminuye el tiempo que se requiere para establecer el equilibrio; no incrementa el rendimiento del producto deseado ni desplaza la posición de equilibrio en relación con las concentraciones de los reactivos y de los productos (véase la sección 17.3).

Aunque bajo condiciones ideales, cualquier reacción es reversible, esto no es aplicable en la vida real. En algunos casos, la reacción inversa nunca parece llevarse a cabo y la reacción en esencia "llega a su término". Esto ocurre cuando se elimina un producto del sistema o la velocidad de reacción inversa es tan lenta que puede ser despreciable. Un ejemplo de una reacción "irreversible" es freír una hamburguesa o un huevo. En las reacciones irreversibles se encuentra por lo regular como producto una de las siguientes sustancias: (1) un *gas* (como el que se muestra en la figura 17.4), (2) un *precipitado,* o (3) una sustancia *no disociada* o *parcialmente disociada* como es el agua.

En otros casos, una reacción es sólo reversible parcialmente. Es decir, la reacción de avance o la inversa se desplaza hacia el término más que la otra. En casos como éstos, los químicos utilizan a veces flechas de diferente longitud para indicar las reacciones más y menos completas. Por ejemplo, en la ecuación

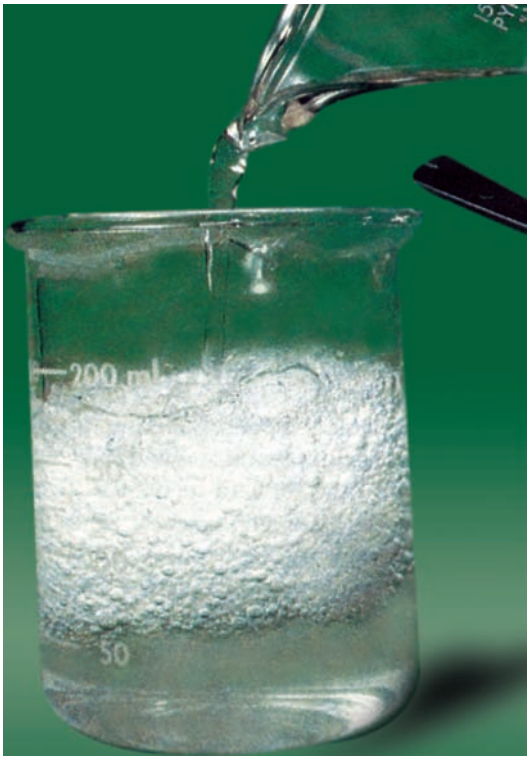


FIGURA 17.4
La formación de un gas que se separa tan pronto como se forma, conduce una reacción hasta que sea completa. La reacción de una disolución de carbonato de sodio (Na_2CO_3) con ácido clorhídrico (HCl) para formar cloruro de sodio (NaCl), agua y el gas, dióxido de carbono (CO_2). Trate de escribir la ecuación balanceada y la ecuación iónica neta para esta reacción. (Cortesía del Dr. E.R. Degginger).

$$A + B \rightleftharpoons C + D \tag{17.7}$$

la reacción que se lleva a cabo hacia la derecha es más completa que la que ocurre hacia la izquierda. Sin embargo, más allá de que sean reversibles, irreversibles o parcialmente reversibles, todas las reacciones alcanzan por último un equilibrio en el cual no ocurren más cambios sin intervención externa.

Constante de equilibrio

Aunque dos reacciones diferentes alcancen el equilibrio, pueden tener cantidades muy diferentes de producto presente en el equilibrio. ¿Cómo podemos ser más rigurosos en nuestro tratamiento del equilibrio? La respuesta está en la **expresión de la constante de equilibrio**. En la reacción general

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD \tag{17.8}$$

Expresión de la constante de equilibrio Para la reacción general

$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

la expresión de la constante de equilibrio es igual a $[C]^c[D]^d$ dividida entre $[A]^a[B]^b$, la constante de equilibrio se indica como K, se determina experimentalmente y varía con la temperatura.

La constante de equilibrio, K, es

$$K = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} \tag{17.9}$$

donde los corchetes indican que las sustancias contenidas en ellos están expresadas en concentraciones mol/L. Las *potencias (exponentes)* son los *coeficientes* de la ecuación balanceada. A una *determinada* temperatura, el valor de K es constante. A medida que cambia la temperatura, el valor de K se modifica.

Al expresar el equilibrio de una ecuación que contiene un sólido, el *sólido no se considera en la expresión de equilibrio*. Omitimos el sólido porque, a temperatura constante, su actividad es constante y no cambiará. Este valor se incluye de manera automática en K.

La figura 17.5 ilustra cómo el N_2O_4 incoloro forma NO_2 café rojizo en una reacción de equilibrio. La ecuación química es

$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\ NO_2(g) \tag{17.10}$$

(a) (b) (c)

FIGURA 17.5
(a) El N_2O_4 puro es incoloro. (b) A medida que se calienta la muestra, la reacción progresa y se descompone el N_2O_4 para dar NO_2 (color rojizo). (c) La reacción llega al equilibrio y el color café rojizo ya no se oscurece.

Veamos el siguiente ejemplo que ilustra cómo se formula la expresión de la constante de equilibrio.

EJEMPLO 17.2 Escriba la expresión para la constante de equilibrio de las siguientes ecuaciones:

a. $CO(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons COCl_2(g)$

b. $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\ HI(g)$

c. $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$

RESULTADO Utilizando la expresión para la constante de equilibrio, K es para las reacciones anteriores como sigue:

a. $K = \dfrac{[COCl_2]}{[CO][Cl_2]}$ *Respuesta*

b. $K = \dfrac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$ *Respuesta*

c. $K = [CO_2]$ *Respuesta*

Tanto $CaCO_3$ como CaO son sólidos y por ello no se incluyen en la constante de equilibrio debido a que no forman ya parte de la disolución: están incluidos en el valor de la constante K.

Ejercicio de estudio 17.2
Escriba la expresión para la constante de equilibrio de las siguientes reacciones:

a. $2\ NOCl(g) \rightleftharpoons 2\ NO(g) + Cl_2(g)$ $\left(K = \dfrac{[NO]^2[Cl_2]}{[NOCl]^2}\right)$

b. $2\ TiCl_3(s) + 2\ HCl(g) \rightleftharpoons 2\ TiCl_4(g) + H_2(g)$ $\left(K = \dfrac{[TiCl_4]^2[H_2]}{[HCl]^2}\right)$

Resuelva los problemas 8 y 9.

Para comprender mejor la expresión de equilibrio, considere la ecuación

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g) \tag{17.11}$$

la cual tiene la siguiente expresión de la constante de equilibrio

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} \tag{17.12}$$

La constante de equilibrio describe la composición en equilibrio de *cualquier* mezcla de reacción que contiene N_2, H_2 y NH_3, sin importar las concentraciones iniciales de los compuestos. A determinada temperatura, K es constante.

¿Qué nos indica la expresión de la constante de equilibrio? Suponga que el equilibrio general en la ecuación (17.9) tiene un valor de 1.00 para K y que iniciamos con [A] = [B] = 1.0 mol/L. A y B reaccionan hasta que las nuevas concentraciones de A, B, C y D satisfacen la expresión:

$$K = 1.00 = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} \tag{17.13}$$

Cuando la mitad de A y B ha reaccionado, [A] = [B] = [C] = [D] = 0.50 *M* y la reacción se encuentra en equilibrio. En este punto no habrá cambios observables en la composición de la reacción a menos que intervengan agentes externos.

La magnitud de *K* proporciona información acerca de la *posición* del equilibrio en una reacción. Si comparamos dos reacciones semejantes, la reacción con el valor mayor para *K* tendrá más productos en el equilibrio que la reacción con un valor menor para *K*. Por ejemplo, considere la ionización de los ácidos débiles ácido acético ($HC_2H_3O_2$) y ácido láctico ($HC_3H_5O_3$). Estos ácidos se disocian en agua en un grado pequeño de acuerdo con las siguientes ecuaciones:

$$\underset{\text{ácido acético}}{HC_2H_3O_2(ac)} \rightleftharpoons H^+(ac) + C_2H_3O_2^-(ac) \qquad (17.14)$$

$$\underset{\text{ácido láctico}}{HC_3H_5O_3(ac)} \rightleftharpoons H^+(ac) + C_3H_5O_3^-(ac) \qquad (17.15)$$

Las constantes de equilibrio de estas reacciones a 25°C son 1.76×10^{-5} mol/L para el ácido acético y 1.37×10^{-4} (mol/L) para el ácido láctico. El valor mayor de *K* (exponente negativo más pequeño) para el ácido láctico indica que es un ácido más fuerte que el ácido acético. Por tanto, si comenzamos con las mismas concentraciones y volúmenes en cada ácido, se producirán más iones en la disolución del ácido láctico que en la disolución del ácido acético.

El mismo razonamiento es válido para las bases. A mayor valor de *K*, más fuerte será la base.

Ejercicio de estudio 17.3

En la siguiente tabla se encuentra la lista de las constantes de disociación de las diferentes bases (K_b) a 25°C. Acomódelas en orden decreciente, de acuerdo con sus valores K_b.

BASE (EN DISOLUCIÓN ACUOSA APROXIMADAMENTE 0.1 *N*)	K_b a 25°C (mol/L)
Papaverina	8×10^{-9}
Codeína	9×10^{-7}
Cocaína	2.6×10^{-6}
Novocaína	7×10^{-6}
Cafeína	4.1×10^{-4}
Teobromina	4.8×10^{-14}

Resuelva los problemas 10 y 11.

(cafeína > novocaína > cocaína > codeína > papaverina > teobromina)

Si consideramos el equilibrio descrito anteriormente para el ácido acético, la constante de equilibrio *aparecería* con las unidades

$$K = \frac{[H^+][C_2H_3O_2]}{[HC_2H_3O_2]} = \frac{[\cancel{\text{mol/L}}][\text{mol/L}]}{[\cancel{\text{mol/L}}]} = \text{mol/L} \qquad (17.16)$$

De la misma manera que lo hicimos con la constante del producto ionico del agua (K_w; véase la sección 15.2), colocaremos estas unidades entre paréntesis inmediatamente después del valor numérico de la constante *K*. Así lo hicimos antes en los valores K_a del ácido acético y del ácido láctico. Estas unidades se le proporcionarán para ayudarle a resolver problemas, pero en realidad la constante no tiene unidades.

17.3 Principio de Le Châtelier

En 1888, el químico francés Henry Louis Le Châtelier (1850-1936), formuló un principio que gobierna el equilibrio. El **principio de Le Châtelier** establece que si un *sistema en equilibrio* se somete a un cambio de condiciones de *concentración, temperatura* o *presión*, se desplazará la composición de la mezcla de reacción en una forma para *reestablecer* la condición original. Esta nueva composición en equilibrio de la mezcla de reacción en equilibrio se conoce como una nueva **posición de equilibrio.**

Principio de Le Châtelier Si un sistema en equilibrio se somete a un cambio en las condiciones de concentración, temperatura o presión, tal sistema se desplazará en una dirección que tenderá a restaurar las condiciones originales de equilibrio.

Posición de equilibrio Composición de una mezcla de reacción en equilibrio; se refiere a una nueva composición formada en respuesta a los cambios en la concentración, temperatura o presión.

En esta sección veremos los efectos de cada uno de estos cambios de condiciones por separado. Para ofrecerle una perspectiva real de estos efectos, también mostraremos cómo cada cambio afecta la producción comercial de amoniaco mediante el proceso Haber. En este proceso, desarrollado en 1914 por Fritz Haber (1868-1934), químico alemán, el nitrógeno reacciona con hidrógeno para formar amoniaco. Luego de salir de la cámara catalizadora, el amoniaco se licua y se separa de los gases nitrógeno e hidrógeno, los que después se reciclan. La ecuación de esta reacción, que utilizamos al principio para explicar la constante de equilibrio, es la siguiente

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \overset{\text{catalizador}}{\rightleftharpoons} 2\,NH_3(g) + \text{calor} \qquad (17.17)$$

Concentración

Cuando aumenta la concentración de una de las sustancias que se encuentran en un sistema en equilibrio, el principio de Le Châtelier predice que *el equilibrio se desplazará para utilizar parcialmente la sustancia que se adicionó.* La disminución de la concentración de una de las sustancias de un sistema que está en equilibrio ocasionará que el equilibrio se desplace para reemplazar parcialmente la sustancia que se eliminó. En todos los casos, la constante de equilibrio *K* permanecerá *constante* y la *concentración de los reactivos y productos variará.*

En el proceso Haber para el amoniaco, un *incremento* en la concentración de cualquiera de los reactivos *nitrógeno* o *hidrógeno* desplazará el equilibrio hacia la *derecha* (el lado de los productos) y disminuirá la concentración del otro reactivo. Un *incremento* en la concentración del *amoniaco* desplazará el equilibrio hacia la *izquierda* (el lado de los reactivos). Al contrario, una disminución en la concentración de cualquiera de los reactivos nitrógeno o hidrógeno desplazará el equilibrio hacia la izquierda (el lado de los reactivos), y una disminución en la concentración de amoniaco desplazará el equilibrio hacia la derecha (el lado de los productos). Por tanto, para obtener un rendimiento máximo del amoniaco por medio del proceso Haber (1) el gas amoniaco que se forma se separa constantemente, (2) el nitrógeno o el hidrógeno se utilizan en *exceso*, y (3) se recicla el exceso de los gases reactivos.

Clave del estudio: Piense en los desplazamientos del equilibrio como algo análogo a la extracción de agua de un bote con filtraciones. El ascenso y descenso del bote en el agua es análogo al desplazamiento del equilibrio, y los cambios en la concentración, temperatura y presión son análogos a la extracción del agua.

Temperatura

Como establecimos al principio (véase la sección 17.2, Constante de equilibrio), *K* es una constante para una reacción a determinada temperatura. Sin embargo, *cuando la temperatura cambia, también cambia la constante de equilibrio.* El principio de Le Châtelier puede utilizarse para comprender el efecto de la temperatura sobre una constante de equilibrio. Si cambia la temperatura de un sistema que está en equilibrio, éste se desplazará en la dirección que tiende a restaurar la temperatura original.

Si la reacción es *exotérmica,* como en el proceso de Haber, el calor de reacción *actuará como si fuera uno de los productos.*

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \overset{\text{catalizador}}{\rightleftharpoons} 2\,NH_3(g) + \text{calor} \qquad (17.18)$$

Si hay un *incremento en la temperatura*, el equilibrio se desplazará hacia la *izquierda* para utilizar el NH_3 y reducir la cantidad de calor que se produce (el calor que se requiere para desplazarse de 2 NH_3 a N_2 + 3 H_2). Así, en una reacción *exotérmica, K* se vuelve *más pequeña* cuando la *temperatura aumenta*. Una disminución en la temperatura desplazará el equilibrio para producir amoniaco, y *K* se volverá *más grande*. Por lo regular, el proceso Haber se lleva a cabo a 500°C, la temperatura óptima para la producción de amoniaco.

Si la reacción es *endotérmica*, el calor de reacción *actuará* como si fuera uno de los reactivos. La reacción de gas oxígeno para dar gas ozono constituye un buen ejemplo:

$$3\,O_2(g) + \text{calor} \rightleftharpoons 2\,O_3(g) \qquad (17.19)$$

En estos casos, un incremento en la temperatura desplaza el equilibrio hacia la derecha (formando más ozono) para utilizar algo de calor. Así, en una reacción *endotérmica*, cuando la temperatura *aumenta*, *K* se vuelve *más grande*. Una disminución en la temperatura desplaza el equilibrio oxígeno-ozono hacia la izquierda (consumiendo ozono), y *K* se vuelve *más pequeña*. Los efectos de la temperatura sobre *K* se resumen en la tabla 17.1.

Presión

Por último, el principio de Le Châtelier predice que al *incrementar* la presión por medio de la compresión de un sistema gaseoso en equilibrio, éste se desplazará hacia la dirección que ocasione la *disminución del volumen* (o número de moléculas). Al disminuir la presión por expansión tendrá el efecto opuesto. Si no existe un cambio en el volumen o el número de moléculas al pasar de reactantes a productos, la presión no tendrá efecto sobre el equilibrio. La constante de equilibrio *no cambia con la presión;* sólo cambia la posición de equilibrio.

En el proceso Haber, 1 volumen de gas nitrógeno reacciona con 3 volúmenes de gas hidrógeno para formar 2 volúmenes de gas amoniaco. Si se *aplica presión*, un sistema en equilibrio reaccionará para compensar la fuerza desplazándose a la *derecha* y formando amoniaco, porque en el lado izquierdo de la ecuación hay 4 volúmenes de gas (1 + 3 = 4) y sólo 2 volúmenes de gas en el lado derecho. Por lo tanto, para aumentar la cantidad de amoniaco en equilibrio, el sistema debe utilizar altas presiones de aproximadamente 200 a 600 atm. (No se utilizan presiones más altas porque el costo del equipo para manejarlas se equipararía con el valor del rendimiento que se obtendría). A una presión de 600 atm y una temperatura de 500°C, se obtiene un rendimiento de 42.1% en volumen de amoniaco en la mezcla en equilibrio.

TABLA 17.1 **Resumen de los efectos de los cambios de temperatura sobre la constante de equilibrio (*K*)**

REACCIÓN	TIPO	CAMBIO DE TEMPERATURA	EFECTO SOBRE (*K*)
$A + B \rightleftharpoons C + D + \text{calor}$	Exotérmica	Incremento	Disminución
$A + B \rightleftharpoons C + D + \text{calor}$	Exotérmica	Disminución	Incremento
$A + B + \text{calor} \rightleftharpoons C + D$	Endotérmica	Incremento	Incremento
$A + B + \text{calor} \rightleftharpoons C + D$	Endotérmica	Disminución	Disminución

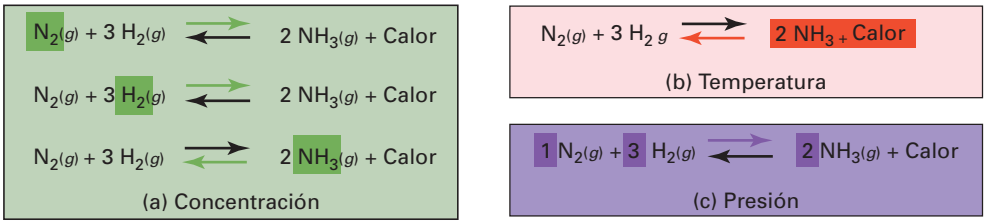


FIGURA 17.6
Resumen de los efectos de un incremento de los diversos factores sobre el equilibrio para el proceso Haber en la producción de amoniaco. (a) Concentración. (b) Temperatura. (c) Presión. (Observe la relación de los símbolos y/o palabras *coloreados* con las flechas *coloreadas* y su efecto sobre el equilibrio).

Considere como otro ejemplo la formación de óxido de nitrógeno de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ NO(g) \qquad (17.20)$$

La presión no tendrá efecto sobre el equilibrio debido a que dos volúmenes de reactivos (1 volumen de nitrógeno y 1 volumen de oxígeno) reaccionan para formar 2 volúmenes de producto (óxido de nitrógeno). También, como podríamos esperar, los ejemplos en los que participa un sólido no se verán afectados por un cambio en la presión.

La figura 17.6 resume los efectos de los cambios en la concentración, temperatura y presión sobre el proceso de Haber.

Ejercicio de estudio 17.4
Considere la siguiente reacción química:

$$2\ CO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ CO_2(g) + 566\ kJ$$

Prediga el efecto sobre el equilibrio con los siguientes cambios:

a. incremento de la concentración de CO (derecha)
b. disminución de la concentración de CO_2 (derecha)
c. incremento de la temperatura (izquierda)
d. incremento de la presión por compresión (derecha)

Resuelva los problemas 12 al 15.

Podemos ver una aplicación del principio de Le Châtelier en la absorción de los fármacos orales. Para que un fármaco se absorba en el torrente sanguíneo, debe pasar a través de la membrana celular lipídica, para lo cual el fármaco no debe ser soluble en agua, sino más bien soluble en grasa. Esto requiere que el fármaco se encuentre en una forma no disociada, más que disociada (lo semejante disuelve lo semejante; véase la sección 14.3). La mayor parte de los fármacos orales son ácidos débiles o bases débiles. Ahora bien, ¿dónde se absorben estos ácidos débiles o bases débiles?, ¿en los jugos gástricos ácidos o en los fluidos intestinales básicos?

Considere el caso del fármaco ácido (HA). En el estómago el pH es bajo (de 1 a 3). La adición de ácido del estómago impulsa el equilibrio (principio de Le Châtelier) hacia la izquierda para producir la forma no disociada, de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$\textit{Fármaco ácido:}\quad HA \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{ácido del}\\ \text{estómago}}}{H^+} + A^- \qquad (17.21)$$

La forma no disociada es soluble en grasa. Por tanto, los fármacos ácidos se absorben en el estómago. Como ejemplos de fármacos ácidos están los barbitúricos que producen sueño, como el fenobarbital y pentobarbital (Nembutal, cubiertas amarillas).

Veamos el caso del fármaco básico, B:. En el ácido del estómago, un fármaco básico se protona, lo cual dirige la reacción hacia la derecha (principio de Le Châtelier), de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$\textit{Fármaco básico:}\quad \mathrm{B:} + \mathrm{H^+} \rightleftharpoons \mathrm{B{:}H^+} \tag{17.22}$$

El fármaco protonado es soluble en agua y por tanto no se absorbe. En el intestino con reacción básica el pH es alto (de 6 a 8) y el protón del fármaco básico protonado se elimina para formar el fármaco en forma molecular (neutra), desplazando el equilibrio hacia la derecha (principio de Le Châtelier), de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$\mathrm{B{:}H^+} + \underset{\substack{\text{base del}\\ \text{intestino}}}{\mathrm{OH^-}} \rightleftharpoons \mathrm{H_2O} + \mathrm{B:}$$

La forma no protonada es soluble en grasa. Por tanto, los fármacos básicos se absorben en el intestino. Ejemplos de los fármacos básicos son la morfina (analgésicos) y la quinina (tratamiento de la malaria).

La ausencia de efecto por catalizadores

Al principio de este capítulo mencionamos que un catalizador actúa para incrementar la velocidad de una reacción. Un catalizador *no afecta la posición* del equilibrio, porque aumenta la velocidad de ambas reacciones, la de avance y la inversa, *en el mismo grado*. Por tanto, un catalizador *no* aumentará el rendimiento del producto deseado, pero sí *disminuirá el tiempo* que se necesita para alcanzar el equilibrio. En el proceso Haber, los catalizadores son óxido de hierro magnético (Fe_3O_4) y una mezcla de óxido de potasio y óxido de aluminio ($K_2O{\cdot}Al_2O_3$). Estos catalizadores hacen que el proceso sea económicamente factible porque sin ellos la reacción tardaría demasiado para alcanzar el equilibrio (véase la figura 17.3).

17.4 Equilibrio ácido-base de electrólitos débiles

Las constantes de equilibrio especiales, conocidas como K_a y K_b, están asociadas con una clase de reacciones —aquéllas en las que participan *ácidos débiles* y *bases débiles*, respectivamente. Estas sustancias, como se señaló en el capítulo 15, son electrólitos débiles. En disolución, estas sustancias se disocian sólo en una pequeña proporción, y las disoluciones contienen tanto la forma *no disociada* de la sustancia como los *iones* que resultan de la disociación parcial. Por ejemplo, en el ácido acético:

$$\mathrm{HC_2H_3O_2}(ac) \rightleftharpoons \mathrm{H^+}(ac) + \mathrm{C_2H_3O_2^-}(ac) \tag{17.24}$$

La constante de equilibrio de esta reacción tiene un símbolo especial, K_a, puesto que este electrólito débil es un *ácido débil*:

$$K_a = \frac{[\mathrm{H^+}][\mathrm{C_2H_3O_2^-}]}{[\mathrm{HC_2H_3O_2}]} \tag{17.25}$$

En esta ecuación, $[H^+]$ y $[C_2H_3O_2^-]$ son las concentraciones (*al equilibrio*) de los iones hidrógeno y de los iones acetato expresados en mol/L. $[HC_2H_3O_2]$ es la concentración de las moléculas de ácido acético (*al equilibrio*) en mol/L. Para simplificar, no se escribe el estado de los reactivos ni de los productos. En la constante K_a se incluye la concentración del agua.

En una disolución acuosa de amoniaco se presenta un equilibrio semejante:

$$NH_3(ac) + HOH(l) \rightleftharpoons NH_4^+(ac) + OH^-(ac) \qquad (17.26)$$

La siguiente expresión nos da la constante de equilibrio, que ahora llamaremos K_b, para esta *base* débil:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \qquad (17.27)$$

En esta ecuación, $[NH_4^+]$ y $[OH^-]$ son las concentraciones (*al equilibrio*) de los iones amonio y de los iones hidróxido expresadas en mol/L. $[NH_3]$ es la concentración del amoniaco acuoso (*al equilibrio*) en mol/L. De nuevo, para simplificar, no escribimos el estado de los reactivos ni de los productos. En el valor de la constante K_b, está incluida la concentración de agua.

Ahora consideremos algunos cálculos en los que participan los electrólitos débiles en equilibrio.

EJEMPLO 17.3 El ácido fluorhídrico en una disolución 0.0400 *M* HF se encuentra disociado 13.4%; calcule K_a para el HF.

RESULTADO La ecuación que representa la disociación es:

$$HF(ac) \rightleftharpoons H^+(ac) + F^-(ac)$$

y la expresión para K_a es

$$K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]}$$

Para evaluar la K_a, se determinan las concentraciones de H^+, F^- y HF (*al equilibrio*) a partir de los datos de la disolución. Si el HF se encuentra disociado 13.4%, el porcentaje de la especie *no disociada* al equilibrio sería 86.6% (100.0 − 13.4), y podemos calcular las concentraciones de H^+, F^- y HF en la disolución como sigue:

$$[H^+] = 0.0400 \text{ mol/L} \times 0.134 = 0.00536 \text{ mol/L}$$

$[F^-] = [H^+]$, porque en la ecuación balanceada 1 mol de HF se disocia para formar 1 mol de H^+ y 1 mol de F^-; por lo tanto, 0.00536 mol de HF se disocian para formar 0.00536 mol de H^+ y 0.00536 mol de F^-.

$$[F^-] = 0.00536 \text{ mol/L}$$

$$[HF] = 0.0400 \text{ mol/L} \times 0.866 = 0.0346 \text{ mol/L } \textit{en equilibrio}$$

Calcule el valor de K_a como sigue:

$$K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]} = \frac{[0.00536 \text{ mol/L}][0.00536 \text{ mol/L}]}{[0.0346 \text{ mol/L}]}$$

$$= \frac{[5.36 \times 10^{-3}][5.36 \times 10^{-3}](\text{mol}^2/\text{L}^2)}{[3.46 \times 10^{-2}](\cancel{\text{mol/L}})}$$

$$= 8.30 \times 10^{-4} \text{ (mol/L)} \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 17.5

El ácido nitroso en una disolución 0.500 *M* está disociado 3.00%. Calcule la K_a del HNO_2. $[4.64 \times 10^{-4} \text{ (mol/L)}]$

Resuelva los problemas 16 y 17.

EJEMPLO 17.4 Calcule la concentración del ion hidrógeno y el porcentaje de disociación a 25°C de una disolución de ácido acético ($HC_2H_3O_2$) 0.102 *M*. La K_a para el $HC_2H_3O_2 = 1.76 \times 10^{-5}$ (mol/L) a 25°C.

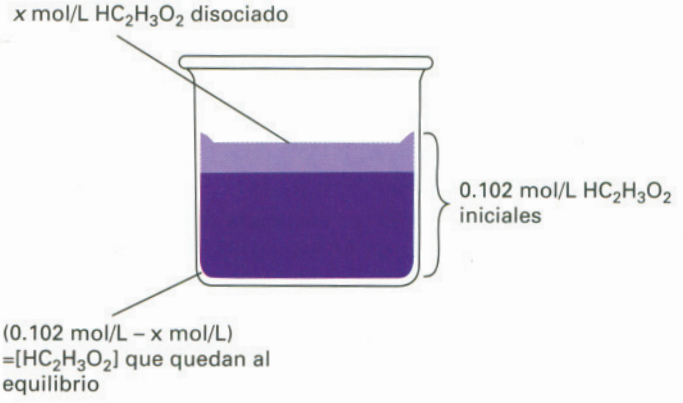
RESULTADO La ecuación que representa la disociación es

$$HC_2H_3O_2(ac) \rightleftharpoons H^+(ac) + C_2H_3O_2^-(ac)$$

y la expresión para K_a es:

$$K_a = \frac{[H^+][C_2H_3O_2^-]}{[HC_2H_3O_2]}$$

En la ecuación balanceada, **1 mol** de $HC_2H_3O_2$ al *disociarse* forma **1 mol** de H^+ y **1 mol** de $C_2H_3O_2^-$. Si se disocian **5 mol** de $HC_2H_3O_2$, tendríamos **5 mol** de H^+ y **5 mol** de $C_2H_3O_2^-$ y si se disocian ***x* mol** de $HC_2H_3O_2$, formarían ***x* mol** de H^+ y ***x* mol** de $C_2H_3O_2^-$. Por tanto, sea $x = [H^+]$ en mol/L y x mol/L también igual a $[C_2H_3O_2^-]$. La concentración del $HC_2H_3O_2$ sin disociar que queda al equilibrio es $[HC_2H_3O_2] = 0.102$ mol/L $- x$ mol/L. El valor de 0.102 mol/L de ácido acético es el *inicial* y el valor de 0.102 mol/L $- x$ mol/L de ácido acético *al equilibrio* puede necesitar una explicación adicional. Este nuevo valor al equilibrio es el que queda *después* de haberse disociado una parte del ácido acético. La siguiente figura puede ser útil:



Al sustituir los valores de $[H^+]$, $[C_2H_3O_2^-]$ y $[HC_2H_3O_2]$ en la expresión de equilibrio y eliminar las unidades de x para simplificar, tenemos lo siguiente:

$$1.76 \times 10^{-5}\ (\text{mol/L}) = \frac{[x][x]}{[0.102\ \text{mol/L} - x]}$$

$$1.76 \times 10^{-5}\ (\text{mol/L}) = \frac{[x]^2}{[0.102\ \text{mol/L} - x]}$$

Para resolver esta ecuación y encontrar el valor de x, debemos utilizar una ecuación cuadrática; sin embargo, podemos simplificar asumiendo que x es muy pequeña en relación con la concentración original de $HC_2H_3O_2$ (0.102 *M*). Por lo tanto, la cantidad 0.102 mol/L $- x$ tendrá un valor no muy diferente a 0.102 mol/L. Entonces, podemos despreciar a x en el *denominador* para simplificar la resolución de la ecuación sin afectar mucho la respuesta. Eliminar x es semejante a sacar un balde de agua del acéano. La pérdida de una cantidad tan pequeña tiene un efecto insignificante para el volumen total del agua del océano. En algunos casos no podemos desdeñar el valor de x y debemos resolver la ecuación cuadrática, como ocurre cuando las concentraciones son muy bajas y los valores de K_a, relativamente grandes.

Para los propósitos de este texto, sólo vamos a considerar los casos en los que podemos despreciar el valor de x en el denominador. Despreciando la x obtenemos la siguiente expresión:

$$1.76 \times 10^{-5}\,(\text{mol/L}) = \frac{[x]^2}{0.102\ \text{mol/L}}$$

y

$$x^2 = 1.76 \times 0{,}102 \times 10^{-5}\,\frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} = 1.80 \times 10^{-6}\,\frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$$

$$x = \sqrt{1.80 \times 10^{-6}\,\frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}} = 1.34 \times 10^{-3}\,\frac{\text{mol}}{\text{L}} = [\text{H}^+] \qquad \textit{Respuesta}$$

Observe que 1.34×10^{-3} es muy pequeño comparado con 0.102, por lo que nuestra aproximación fue razonable. Usted puede obtener la raíz cuadrada de 1.80×10^{-6} utilizando su calculadora. Calcule el porcentaje de disociación como sigue:

$$\frac{\text{mol/L de ácido disociado}}{\text{mol/L de ácido inicial}} \times 100$$

La concentración del ácido disociado es igual a la concentración de iones hidrógeno, porque en la ecuación balanceada la relación molar es 1:1. Por lo tanto,

$$\frac{1.34 \times 10^{-3}\ \cancel{\text{mol/L}}}{0.102\ \cancel{\text{mol/L}}} \times 100 = \frac{1.34 \times 10^{-3} \times 10^2}{1.02 \times 10^{-1}} = 1.31\% \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO 17.5 Calcule la concentración de ion hidróxido y el porcentaje de disociación a 20°C de una disolución acuosa de amoniaco (NH_3) 0.100 *M*. La K_b del amoniaco acuoso = 1.70×10^{-5} (mol/L) a 20°C.

RESULTADO La ecuación que representa la hidrólisis de la base es

$$NH_3(ac) + HOH(ac) \rightleftharpoons NH_4^+(ac) + OH^-(ac)$$

y la expresión para K_b es

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

Si dejamos que x sea igual a $[OH^-]$ en mol/L al equilibrio, x en mol/L también será igual a $[NH_4^+]$ porque en la ecuación balanceada un mol de NH_3 acuoso se hidroliza para formar 1 mol de NH_4^+ y 1 mol de OH^-. La concentración de NH_3 sin protonar *al equilibrio* es

$$[NH_3] = 0.100\ \text{mol/L} - x\ \text{mol/L}$$

puesto que la relación molar de NH_3 y OH^- es 1:1 en la ecuación balanceada. Sustituyendo estos valores en la expresión de equilibrio y eliminando las unidades de x para simplificar, obtenemos

$$1.70 \times 10^{-5}\,(\text{mol/L}) = \frac{[x][x]}{[0.100\ \text{mol/L} - x]}$$

$$1.70 \times 10^{-5}\,(\text{mol/L}) = \frac{[x]^2}{[0.100\ \text{mol/L} - x]}$$

Al despreciar la x en 0.100 mol/L $- x$ y resolver la ecuación, tenemos

$$1.70 \times 10^{-5}\,(\text{mol/L}) = \frac{[x]^2}{0.100\ \text{mol/L}}$$

$$x^2 = 0.100\ \text{mol/L} \times 1.70 \times 10^{-5}\ \text{mol/L}$$

$$= 0.170 \times 10^{-5}\ \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$$

$$x^2 = 1.70 \times 10^{-6}\ \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} \qquad \textit{Respuesta}$$

$$x = \sqrt{1.70 \times 10^{-6}\ \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}} = 1.30 \times 10^{-3}\ \frac{\text{mol}}{\text{L}} \qquad \textit{Respuesta}$$

Observe que 1.30×10^{-3} es muy pequeño en comparación con 0.100; por tanto, nuestra aproximación fue razonable. Calcule el porcentaje de hidrólisis como sigue:

$$\frac{1.30 \times 10^{-3}\ \cancel{\text{mol/L}}}{0.100\ \cancel{\text{mol/L}}} \times 100 = \frac{1.30 \times 10^{-3} \times 10^2}{1.00 \times 10^{-1}} = 1.30\% \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 17.6

Calcule la concentración de ion hidrógeno y el porcentaje de disociación a 20°C en una disolución de ácido fluorhídrico 0.600 *M*. La K_a del ácido fluorhídrico $= 7.20 \times 10^{-4}$ (mol/L) a 20°C.

Resuelva los problemas 18 y 19.

$(2.08 \times 10^{-2}$ mol/L; 3.47%)

17.5 Equilibrio en las disoluciones amortiguadoras

En la sección 15.5 mencionamos que el pH de la sangre se mantiene entre límites de pH muy estrechos (7.3 a 7.5) a causa de diferentes disoluciones amortiguadoras presentes en la sangre. En esta sección veremos cómo actúan estas disoluciones amortiguadoras.

Por lo común, los ácidos y las bases no pueden existir en disolución sin reaccionar entre sí. No obstante, si se trata de un ácido débil y su base conjugada (véase la sección 15.1), pueden coexistir en disolución. Una **disolución amortiguadora** es una disolución que contiene cantidades sustantivas de un ácido débil y su base conjugada. Esta disolución resiste un cambio en su pH. Cuando las sustancias que intervienen reaccionan, simplemente se regeneran a sí mismas.

Disolución amortiguadora (también se le llama tampón, reguladora o *buffer*) Disolución que contiene cantidades sustanciales de un ácido débil y su base conjugada y así resiste los cambios en su pH.

$$\underset{\substack{\text{ácido}\\\text{débil}}}{HC_2H_3O_2(ac)} + \underset{\substack{\text{base}\\\text{conjugada}}}{C_2H_3O_2^-(ac)} \rightarrow C_2H_3O_2(ac) + HC_2H_3O_2(ac) \qquad (17.28)$$

Suponga que una disolución contiene ácido acético y acetato de sodio ($Na^+C_2H_3O_2^-$). En esta disolución existe el siguiente equilibrio:

$$HC_2H_3O_2(ac) \rightleftharpoons H^+(ac) + C_2H_3O_2^-(ac) \qquad (17.29)$$

Si un ácido como el HCl (un ácido fuerte, H^+ y Cl^-) se introduce en esta disolución amortiguadora, el ion acetato [en el lado derecho de la ecuación (17.29)] reaccionará con el H^+ para formar ácido acético (ácido débil) de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$C_2H_3O_2^-(ac) + H^+(ac) + \cancel{Cl^-}(ac) \rightarrow HC_2H_3O_2(ac) + \cancel{Cl^-}(ac) \qquad (17.30)$$

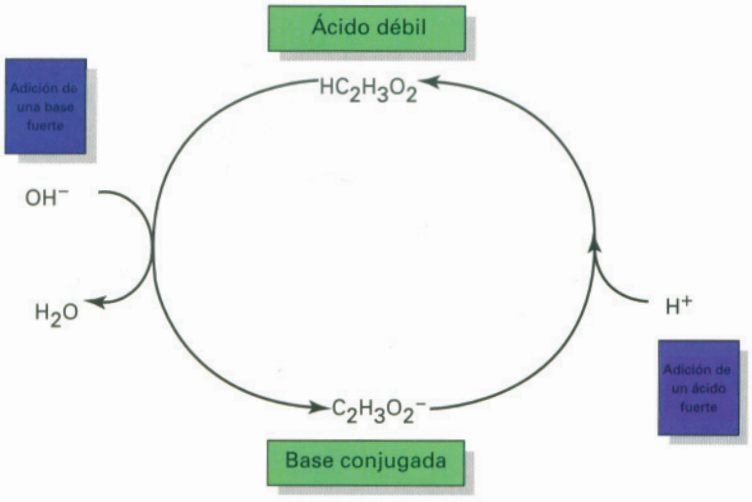


FIGURA 17.7
Disolución amortiguadora: Una disolución amortiguadora contiene un ácido débil ($HC_2H_3O_2$) y su base conjugada ($C_2H_3O_2^-$). El ácido fuerte (H^+) que se adiciona se convierte en $HC_2H_3O_2$ mediante la reacción con el ion $C_2H_3O_2^-$. Una base fuerte que se adiciona (OH^-) se convierte en ion $C_2H_3O_2^-$ y agua mediante la reacción con $HC_2H_3O_2$.

(El Cl^- es un ion espectador; véase la sección 15.7, regla 6).

Si una base como NaOH (base fuerte, Na^+ y OH^-) se introduce en esta disolución amortiguadora, el ácido acético [en el lado izquierdo de la ecuación (17.28)] reaccionará con el OH^- y formará ion acetato (una base débil) y agua, de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$HC_2H_3O_2(ac) + \cancel{Na^+}(ac) + OH^-(ac) \rightarrow C_2H_3O_2^-(ac) + H_2O(l) + \cancel{Na^+} \qquad (17.31)$$

(El Na^+ es un ion espectador). La acción de la disolución amortiguadora cambia el ácido fuerte (HCl) en un ácido débil (ácido acético) y la base fuerte (NaOH) en una base débil (ion acetato). En ambos casos, el pH de la disolución no cambia en forma considerable. La figura 17.7 resume estos procesos.

Las tres disoluciones amortiguadoras presentes en la sangre son:

1. Ácido carbónico (H_2CO_3) y carbonato ácido (HCO_3^-).
2. Fosfato diácido ($H_2PO_4^-$) y fosfato ácido (HPO_4^{2-}).
3. Ciertas proteínas.

Estas tres disoluciones amortiguadoras actúan de manera semejante a la disolución amortiguadora del ácido acético ($HC_2H_3O_2$) y el ion acetato ($C_2H_3O_2^-$) que acabamos de describir.

EJEMPLO 17.6 De acuerdo con las siguientes disoluciones amortiguadoras, identifique el ácido débil y la base conjugada y escriba una ecuación química del equilibrio en el que participan estas especies. Además, escriba una ecuación química que represente la neutralización por la disolución de ácido clorhídrico o hidróxido de potasio.

a. Disolución de ácido fluorhídrico y fluoruro de sodio.
b. Disolución de amoniaco y cloruro de amonio.

RESULTADO

a. El ácido débil es ácido fluorhídrico (HF), y la base conjugada es F^- (recuerde que NaF es un electrólito fuerte, Na^+ y F^-). El equilibrio es

$$HF(ac) \rightleftharpoons H^+(ac) + F^-(ac)$$

El ácido bromhídrico que se adiciona (HBr, H^+ y Br^-) se consume en la reacción con F^-:

$$H^+(ac) + F^-(ac) \rightarrow HF(ac)$$

El hidróxido de potasio que se adiciona (KOH, K^+ y OH^-) se consume en la reacción con HF:

$$HF(ac) + OH^-(ac) \rightarrow F^-(ac) + H_2O(l)$$

b. El ácido débil es el ion amonio (NH_4^+), y la base conjugada es NH_3. El equilibrio es

$$NH_4^+(ac) \rightleftharpoons H^+(ac) + NH_3(ac)$$

El ácido bromhídrico que se adiciona (HBr, H^+ y Br^-) se consume en la reacción con NH_3:

$$H^+(ac) + NH_3(ac) \rightarrow NH_4^+(ac)$$

El hidróxido de potasio que se adiciona (KOH, K^+ y OH^-) se consume en la reacción con NH_4^+:

$$NH_4^+(ac) + OH^-(ac) \rightarrow NH_3(ac) + H_2O(l)$$

La figura 17.8 muestra disoluciones amortiguadoras con diversos valores de pH. Estas disoluciones están disponibles en el comercio para uso de laboratorio.

Ejercicio de estudio 17.7

De acuerdo con la disolución amortiguadora de ácido nitroso y nitrato de sodio, identifique el ácido débil y la base conjugada y escriba la ecuación química del equilibrio en el que participan estas especies. Además, escriba una ecuación química que represente la neutralización, por la adición de ácido clorhídrico e hidróxido de sodio.

[ácido débil: NHO_2; base conjugada: NO_2^-;

$$HNO_2(ac) \rightleftharpoons H^+(ac) + NO_2^-(ac)$$
$$H^+(ac) + NO_2^-(ac) \longrightarrow HNO_2(ac)$$
$$HNO_2(ac) + OH^-(ac) \longrightarrow NO_2^-(ac) + H_2O(l)]$$

Resuelva los problemas 20 y 21.

FIGURA 17.8
Disoluciones amortiguadoras con diferentes valores de pH que se encuentran disponibles en el comercio para uso de laboratorio.

17.6 Equilibrios de solubilidad

El equilibrio entre un compuesto poco soluble y sus iones en disolución es un equilibrio dinámico donde participa la *disolución* constante de la sal y su *reprecipitación* constante sobre la superficie del sólido cristalino. En el equilibrio, la disolución se encuentra *saturada*. Es decir, la *velocidad de disolución es igual a la velocidad de precipitación.*

Como ejemplo, considere lo que sucede cuando un compuesto poco soluble Ag_2CrO_4 se adiciona al agua pura. El Ag_2CrO_4 se disuelve hasta que la disolución llega a la saturación. La ecuación para este equilibrio, representado en la figura 17.9, se expresa como sigue:

$$Ag_2CrO_4(s) \rightleftharpoons 2\,Ag^+(ac) + CrO^{4-}(ac) \qquad (17.32)$$

(en una disolución saturada)

La constante de equilibrio para esta ecuación se puede expresar como:

$$K = \frac{[Ag^+]^2[CrO_4^{2-}]}{[Ag_2CrO_4]} \qquad (17.33)$$

Sin embargo, puesto que Ag_2CrO_4 está presente como sólido, el término $[Ag_2CrO_4]$ se incorpora en la constante de equilibrio y la expresión se convierte en una nueva constante, la *constante del producto de solubilidad, K_{ps}*.

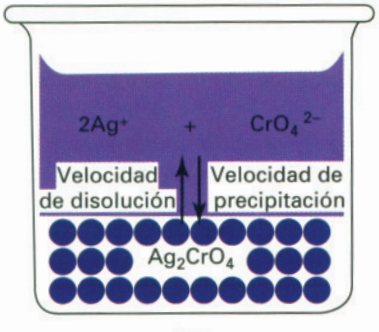
$$K_{ps} = [Ag^+]^2\,[CrO_4^{2-}]$$

Aquí, $[Ag^+]$ y $[CrO_4^{2-}]$ representan las concentraciones de estos iones en mol por litro en una disolución que se encuentra en equilibrio con Ag_2CrO_4 sólido (en la saturación).

La **constante del producto de solubilidad (K_{ps})** es una constante que se determina por experimentación y que describe el equilibrio entre una sal poco soluble y sus iones disueltos en la disolución. En la expresión para K_{ps}, los coeficientes de los iones se convierten en los exponentes de las concentraciones de los iones en disolución. La figura 17.9 representa este equilibrio.

Clave del estudio: Una disolución saturada es un sistema *dinámico*. Si usted pudiera observar un ion de Ag^+, en un momento vería un ion en disolución, después el ion formaría parte del sólido, a continuación sería un ion en disolución y así sucesivamente.

Constante del producto de solubilidad (K_{ps}) Es una constante que se determina experimentalmente y que describe el equilibrio entre una sal poco soluble y sus iones en disolución. En la expresión para K_{ps}, los coeficientes de los iones se convierten en exponentes para las concentraciones de los iones en la disolución.



(a)

(b)

FIGURA 17.9
(a) Equilibrio de solubilidad para el Ag_2CrO_4 (b) Un precipitado Ag_2CrO_4 de color rojo aparece cuando se adiciona sal soluble de plata a una disolución que contiene el ion cromato, CrO_4^{2-}.

Para un compuesto poco soluble en particular, a determinada temperatura, la K_{ps} es constante. Este valor cambiará cuando cambie la temperatura, al igual que todas las constantes de equilibrio.

Al comparar los valores de K_{ps}, todos los compuestos deben ser del *mismo* tipo, ya sea todos AB(AgCl) o todos A_2B(Ag_2CrO_4). Mientras mayor sea el valor de K_{ps} de una sal de cierto tipo, mayor será su solubilidad en agua. Por ejemplo, la constante del producto de solubilidad del cloruro de plata (AgCl) es 1.56×10^{-10} (mol^2/L^2) a 25°C; la del bromuro de plata (AgBr) es 7.00×10^{-13} o 0.00700×10^{-10} (mol^2/L^2) a 25°C. Ambos son sales del tipo AB. Por lo tanto, debido a que el valor de K_{ps} del cloruro de plata es mayor (exponente negativo más pequeño), la solubilidad del cloruro de plata en agua es mayor que la del bromuro de plata.

Ejercicio de estudio 17.8

En la siguiente tabla se encuentra una lista de las constantes del producto de solubilidad (K_{ps}) de diversos compuestos poco solubles en agua a 18°C. Acomódelos en orden decreciente de su solubilidad en agua.

ELECTRÓLITO LIGERAMENTE SOLUBLE	K_{ps} A 18°C (mol^2/L^2)
Carbonato de plomo(II), $PbCO_3$	3.3×10^{-14}
Cromato de plomo(II), $PbCrO_4$	1.8×10^{-14}
Oxalato de plomo(II), PbC_2O_4	2.7×10^{-11}
Sulfato de plomo(II), $PbSO_4$	1.1×10^{-8}
Sulfuro de plomo(II), PbS	3.4×10^{-28}

[sulfato de plomo(II) > oxalato de plomo(II) > carbonato de plomo(II) > cromato de plomo(II) > sulfuro de plomo(II)]

Resuelva el problema 22.

El análisis de los valores de K_{ps} para el cloruro de plata y el bromuro de plata parecen tener unidades. Como lo hicimos con las constantes de equilibrio (K_a y K_b, véase la sección 17.2), colocaremos estas unidades entre paréntesis inmediatamente después del valor de la constante. Le proporcionamos estas unidades para ayudarle a resolver problemas, pero en realidad la constante no tiene unidades.

Cuando el producto de las concentraciones de los iones, cada uno de los cuales se eleva a su respectiva potencia, es *igual* al valor de la constante del producto de solubilidad, existe una disolución *saturada*. Cuando el producto de las concentraciones de los iones, cada uno de los cuales se eleva a su potencia respectiva, es *menor que* el valor de la constante del producto de solubilidad, existe una disolución *no saturada*. Cuando este producto es *mayor que* el valor de la constante del producto de solubilidad, existe una disolución *sobresaturada* temporal y por lo común ocurre la precipitación. Por tanto, la constante del producto de solubilidad nos da el límite de solubilidad. Por tanto, la constante del producto de solubilidad nos da el límite de solubilidad de la sal en agua a cierta temperatura.

Veamos algunas expresiones más de K_{ps} para compuestos poco solubles.

EJEMPLO 17.7 Escriba la expresión de K_{ps} para cada uno de los siguientes compuestos poco solubles:

a. $Ba_3(PO_4)_2$
b. $Mn(OH)_2$

RESULTADO

a. K_{ps} para el $Ba_3(PO_4)_2$, se obtiene como sigue:

$$Ba_3(PO_4)_s(s) \rightleftharpoons 3\ Ba^{2+}(ac) + 2\ PO_4^{3-}(ac)$$
(en disolución saturada)

$$K_{ps} = [Ba^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2 \qquad \textit{Respuesta}$$

b. K_{ps} para el $Mn(OH)_2$, se obtiene como sigue:

$$Mn(OH)_2(s) \rightleftharpoons Mn^{2+}(ac) + 2\ OH^-(ac)$$
(en disolución saturada)

$$K_{ps} = [Mn^{2+}][OH^-]^2 \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 17.9

Escriba la expresión de K_{ps} para cada uno de los siguientes compuestos poco solubles.

a. Ag_2CrO_4 $\qquad K_{ps} = [Ag^+]^2[CrO_4^{2-}]$

b. $Fe(OH)_2$ $\qquad K_{ps} = [Fe^{2+}][OH^-]^2$

Resuelva los problemas 23 y 24.

Los siguientes ejemplos ilustran la aplicación del equilibrio del producto de solubilidad a cálculos cuantitativos. Por lo regular, estos cálculos se deben limitar a dos cifras significativas debido a las dificultades experimentales en la medición de los valores de K_{ps}.

EJEMPLO 17.8 La solubilidad del cloruro de plata en agua a 25°C es 0.0018 g/L. Calcule la K_{ps} para el HCl a 25°C.

RESULTADO La ecuación para el equilibrio es

$$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(ac) + Cl^-(ac)$$
(en disolución saturada)

y

$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-]$$

En la expresión K_{ps} usamos la concentración de los iones en mol/L; por lo tanto, debemos expresar la solubilidad en mol/L. La masa molar del AgCl es 143.4 g y la concentración en mol/L (molaridad) es

$$\frac{0.0018\ \text{g AgCl}}{1\ \text{L}} \times \frac{1\ \text{mol AgCl}}{143.4\ \text{g AgCl}} = 1.3 \times 10^{-5}\ \text{mol AgCl/L}$$

La concentración de ambos iones, Ag^+ y Cl^-, en disolución, sería 1.3×10^{-5} mol/L para cada uno, ya que 1 mol de AgCl *en disolución* producirá 1 mol de cada ion, Ag^+ y Cl^-, según la ecuación balanceada. Entonces, la constante del producto de solubilidad para el AgCl es

$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] = [1.3 \times 10^{-5}\ \text{mol/L}][1.3 \times 10^{-5}\ \text{mol/L}]$$
$$= 1.7 \times 10^{-10}\ (\text{mol}^2/\text{L}^2) \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 17.10

La solubilidad del yoduro de plata en agua a 25°C es 2.8×10^{-6} g/L. Calcule la K_{ps} para el AgI.

$[1.4 \times 10^{-16}\ (\text{mol}^2/\text{L}^2)]$

Resuelva los problemas 25 y 26.

EJEMPLO 17.9 La constante del producto de solubilidad para el cromato de bario es 2.00×10^{-10} (mol^2/L^2) a $20°C$.

a. Calcule la molaridad de una disolución saturada de $BaCrO_4$ a $20°C$.
b. ¿Cuál es la concentración en gramos de $BaCrO_4$ por litro a $20°C$?
c. Si las concentraciones de $[Ba^{2+}]$ y $[CrO_4^{2-}]$ en una disolución llegan a 1.0×10^{-4} mol/L, ¿podría ocurrir la precipitación?

RESULTADO

a. La ecuación para el equilibrio es

$$BaCrO_4(s) \rightleftharpoons \underset{\text{(en disolución saturada)}}{Ba^{2+}(ac) + CrO_4^{2-}(ac)}$$

y

$$K_{ps} = 2.0 \times 10^{-10}\ (mol^2/L^2) = [Ba^{2+}][CrO_4^{2-}]$$

Sea x = mol de $BaCrO_4$/L en una disolución saturada. Las concentraciones de Ba^{2+} y de CrO_4^{2-} son iguales a x mol/L, porque a partir de la ecuación balanceada, un mol de $BaCrO_4$ *en disolución* produce 1 mol de Ba^{2+} y 1 mol de CrO_4^{2-}. Por tanto,

$$x\ \text{mol/L} = [Ba^{2+}] = [CrO_4^{2-}]$$

Exprese K_{ps} como

$$2.0 \times 10^{-10}\ mol^2/L^2 = [Ba^{2+}][CrO_4^{2-}] = [x][x] = [x]^2$$

$$x = \sqrt{2.0 \times 10^{-10}\ \frac{mol^2}{L^2}} = 1.4 \times 10^{-5}\ \frac{mol}{L} \qquad \textit{Respuesta}$$

b. La masa molar de $BaCrO_4$ es 253.3 g. Por tanto, calcule la solubilidad en g/L como

$$\frac{1.4 \times 10^{-5}\ \cancel{mol\ BaCrO_4}}{1\ L} \times \frac{253.3\ g\ BaCrO_4}{1\ \cancel{mol\ BaCrO_4}} = 3.6 \times 10^{-3}\ g\ \frac{BaCrO_4}{L} \qquad \textit{Respuesta}$$

c. $[Ba^{2+}] = [CrO_4^{2-}] = 1.0 \times 10^{-4}$ mol/L
El producto de la concentración de los iones elevados a sus respectivas potencias es

$$[Ba^{2+}][CrO_4^{2-}] = (1.0 \times 10^{-4})(1.0 \times 10^{-4})(mol^2/L^2) = 1.0 \times 10^{-8}\ (mol^2/L^2)$$

Este valor [1.0×10^{-8} (mol^2/L^2)] es *mayor* que el valor de K_{ps} [2.0×10^{-10} o 0.02×10^{-8} (mol^2/L^2)] y por tanto, sí, ocurre la precipitación. *Respuesta*

Ejercicio de estudio 17.11
La constante del producto de solubilidad para el oxalato de estroncio es 5.6×10^{-8} (mol^2/L^2) a 18°C.

a. Calcule la molaridad de una disolución saturada de SrC_2O_4 a 18°C.
($2.4 \times 10^{-4}\ M$)

b. ¿Cuál es la concentración en gramos de SrC_2O_4 por litro a 18°C?
(4.2×10^{-2} g/L)

c. Si las concentraciones de Sr^{2+} y $C_2O_4^{2-}$ en una disolución llegan a 1.4×10^{-5} mol/L, ¿podría ocurrir la precipitación?
(No)

Resuelva los problemas 27 y 28.

LA QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA

Reacciones químicas más allá de la disminución de ozono

Si la destrucción del ozono atmosférico llega a ser considerable, la escena de la playa ¡será nociva para la salud!

El ensayo que se encuentra al final del capítulo 13 describe los orígenes y efectos benéficos de la capa de ozono que define el límite entre la estratósfera y la tropósfera. En este ensayo señalamos que el ozono absorbe la luz ultravioleta de longitud de onda corta y reduce la cantidad de esta luz de alta energía que llega a la Tierra. La pregunta que quedaba sin respuesta era *cómo* los clorofluorocarbonos (CFC) convierten el ozono nuevamente en gas oxígeno.

Muchos científicos creen que los clorofluorocarbonos que *carecen de átomos de hidrógeno* son los responsables más importantes en la disminución del ozono. Los ejemplos más importantes incluyen el triclorofluorometano (CFC-11, CCl_3F) y el diclorodifluorometano (CFC-12, CCl_2F_2). Se cree que los clorofluorocarbonos que *contienen* hidrógeno son menos amenazadores porque pueden degradarse en la tropósfera muy rápidamente, de manera que *no* llegan a la estratosfera. Un ejemplo de este tipo de clorofluorocarbonos es el clorodifluorometano ($CHClF_2$), un refrigerante que se utiliza en los acondicionadores de aire domésticos.

Al contrario, considere el problema del diclorodifluorometano (CFC-12, CCl_2F_2). El proceso se inicia cuando una molécula de CCl_2F_2 se desplaza a través de la troposfera y entra a la estratosfera. Aunque muchas de estas moléculas de clorofluorocarbonos nunca alcanzan esta altitud, estos compuestos son muy estables y algunos finalmente se elevan tan alto que llegan a la capa de ozono. Una vez que llegan a esta altitud, la molécula ya no se encuentra protegida de las altas dosis de luz ultravioleta. Esta luz contiene suficiente energía para romper el enlace covalente carbono-cloro:

$$\begin{array}{l} \quad\quad\ \ Cl \\ \quad\quad\ \ | \\ F-C-F + \text{luz ultravioleta} \longrightarrow \\ \quad\quad\ \ | \\ \quad\quad\ \ Cl \end{array}$$

$$Cl(g) + \begin{array}{c} Cl \\ | \\ F-C-F \end{array}$$

El enlace covalente C—Cl se rompe para dar un átomo de cloro (Cl(*g*) o <>) y un radical $CClF_2$ (véase *La química de la atmósfera* al final del capítulo 16), en el cual el punto representa el electrón sin compartir. Algunos de estos átomos de cloro caen después de regreso a la Tierra a través de la capa de ozono estratosférico. Aquí se encuentran y reaccionan con las moléculas de ozono y los atómos de oxígeno, de acuerdo con las siguientes dos reacciones:

$$Cl(g) + O_3(g) \rightarrow ClO(g) + O_2(g)$$

$$ClO(g) + O(g) \rightarrow Cl(g) + O_2(g)$$

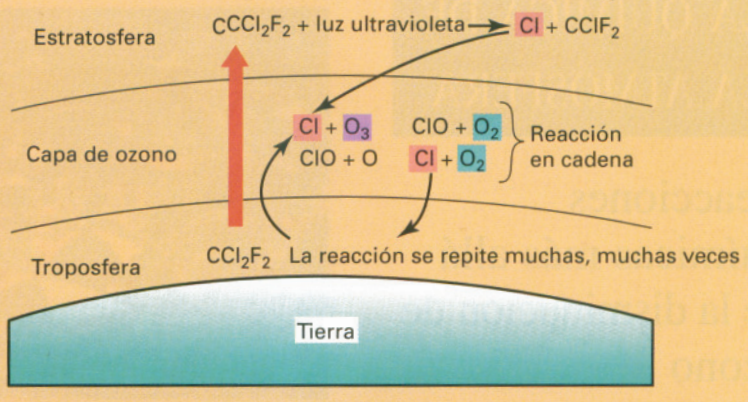
A las reacciones como éstas se les llama *reacciones en cadena,* porque un *producto* [Cl(*g*)] de la reacción final en la secuencia, es un *reactivo* en la reacción que se inicia. Así, un átomo de cloro puede reaccionar con el ozono muchas veces y consumir cerca de 100,000 moléculas de ozono en el proceso. De esta manera, aunque sólo algunas moléculas de clorofluorocarbono alcancen esta altitud, podrán convertir una cantidad importante de ozono en gas oxígeno, como se ve en la figura anexa.

Como se señaló en La *química de la atmósfera* en el capítulo 13, estos efectos son muy importantes sobre el Ártico durante la primavera y sobre el Antártico durante el otoño. Las frías temperaturas estratosféricas y los efectos especiales de las partículas de hielo en las nubes estratosféricas sobre los polos hacen que el mecanismo de destrucción sea especialmente efectivo en estas épocas del año. Cuando las condiciones son adecuadas, se ha observado que las pérdidas de ozono son de cerca de 95% en las nubes estra-

tosféricas y de 60% sobre las regiones polares. Al mismo tiempo, los controles detectaron grandes incrementos en la cantidad de monóxido de cloro (ClO) en la estratosfera. Después de algunas semanas cuando la temperatura se vuelve algo más cálida y ya no se forman las nubes estratosféricas, el proceso de destrucción se reduce. Entonces el viento mezcla los gases de las altitudes más bajas, y los niveles de ozono vuelven a ser casi normales. No obstante, estos estudios muestran que, en condiciones adecuadas, el proceso cloro-monóxido de cloro puede ser devastador para el ozono estratosférico.

¿Cuánto ozono ha perdido la estratosfera hasta ahora? Es difícil el control de la cantidad de ozono en todo el mundo puesto que las cantidades varían con la época del año, la altitud y la latitud. Sin embargo, algunos estudios indican una pérdida de 1 a 3% de ozono en todo el mundo. La demostración más clara del proceso global ha sido la aparición de cantidades cada vez mayores de monóxido de cloro en la estratosfera durante los últimos 10 años.

Aún quedan preguntas importantes sin respuesta: (1) ¿Cuándo se resolverán los aspectos políticos y económicos y se reducirá el uso de los CFC? (2) ¿Cuánto daño ocasionarán los clorofluorocarbonos que ya se encuentran en la atmósfera?



Una molécula de diclorodifluorometano (CCl_2F_2) puede moverse hacia la atmósfera y encontrar luz ultravioleta de alta energía. Esta luz puede romper el enlace C—Cl para producir átomos de cloro, los cuales a su vez convierten muchas moléculas de ozono en moléculas de oxígeno como se muestra.

Resumen

La velocidad de una reacción química es la velocidad a la cual se forman los productos o se consumen los reactivos. La velocidad de una reacción depende de (1) la naturaleza de los reactivos, (2) la concentración de los reactivos, (3) la temperatura, y (4) la presencia de un catalizador. Para que se lleve a cabo una reacción, los reactivos deben sufrir colisiones con suficiente energía. Esta energía se expresa como la *energía de activación* (sección 17.1).

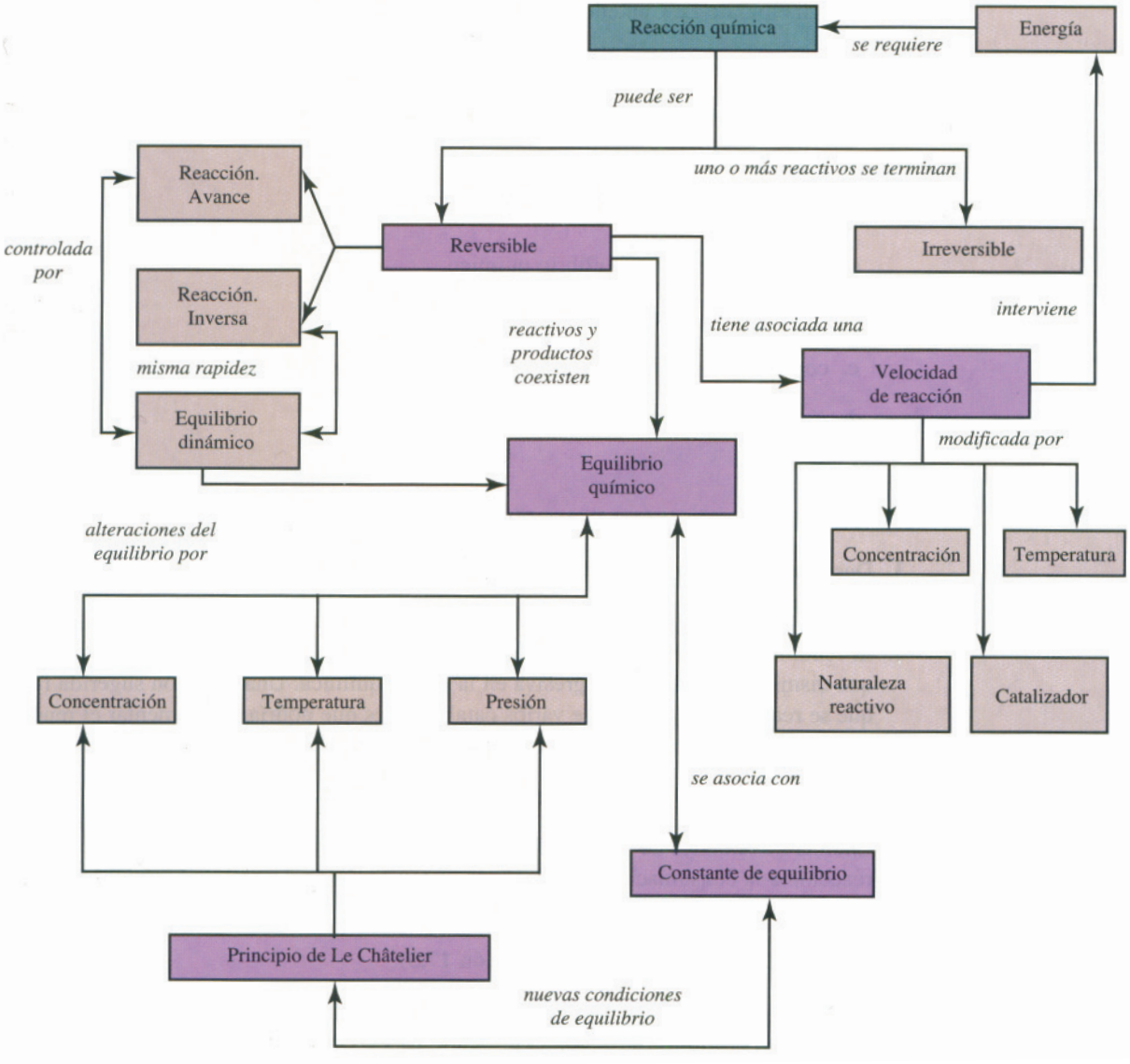
Cuando la composición de una mezcla de reacción deja de cambiar se alcanza el estado de equilibrio. Todos los equilibrios son *equilibrios dinámicos* y están caracterizados por una reacción de avance y una reacción inversa, las cuales se llevan a cabo a la misma velocidad. En el equilibrio, algunas reacciones tienen concentraciones importantes de reactivos presentes. Otras llegan al término debido a que las reacciones inversas son muy lentas. Estas reacciones son las *reacciones irreversibles*, y se llevan a cabo porque uno de los productos es (1) un gas, (2) un precipitado, o (3) una sustancia sin disociar o disociada parcialmente, como el agua. La composición de una mezcla en equilibrio se describe mediante la *expresión de la constante de equilibrio* (sección 17.2).

El *principio de Le Châtelier* establece que si un sistema en equilibrio se somete a un cambio de condiciones, ya sea de concentración, temperatura o presión, el sistema cambiará en una dirección que tenderá a restablecer las condiciones originales (sección 17.3).

Puesto que los ácidos y las bases débiles sólo se disocian en un pequeño porcentaje y contienen algunas moléculas sin disociar, alcanzan el equilibrio de acuerdo con las constantes de equilibrio especiales K_a y K_b (sección 17.4). Los ácidos débiles y sus bases conjugadas también pueden combinarse formando disoluciones amortiguadoras, las que resisten los cambios de pH cuando se introducen ácidos o bases fuertes en la disolución (sección 17.5).

En una disolución que contiene un compuesto poco soluble y sus iones, el estado de equilibrio dinámico se caracteriza por la constante de solubilidad y de precipitación. Este equilibrio se puede expresar utilizando la constante del producto de solubilidad K_{ps} (sección 17.6).

Diagrama temático



Ejercicios

1. Defina o explique los siguientes términos (el número entre paréntesis se refiere al número de sección donde se menciona el término):
   - **a.** velocidad de reacción (17.1)
   - **b.** ley de acción de masas (17.1)
   - **c.** constante de velocidad (17.1)
   - **d.** energía de activación (17.1)
   - **e.** equilibrio dinámico (17.2)
   - **f.** expresión de la constante de equilibrio (17.2)
   - **g.** principio de Le Châtelier (17.3)
   - **h.** condición de equilibrio (17.3)
   - **i.** disolución amortiguadora (17.5)
   - **j.** constante del producto de solubilidad (17.6)
2. Diga cuál es la diferencia entre:
   - **a.** cinética química y equilibrio químico
   - **b.** velocidad de reacción y equilibrio
   - **c.** constante de equilibrio y condición de equilibrio
   - **d.** K_a y K_b
   - **e.** K_a y K_{ps}

Velocidad de reacción (véase la sección 17.1)

3. Describa con sus propias palabras los cuatro factores que afectan la velocidad de reacción.
4. El rendimiento de cierta preparación industrial en equilibrio con sus reactivos parece que disminuye en forma progresiva en la planta química. Una solución sugerida fue que se realizara un estudio de varios catalizadores que podrían incrementar el rendimiento. ¿Qué opina usted sobre esta solución al problema?

Reversibilidad y equilibrio (véase la sección 17.2)

5. Enumere tres clases de productos que actúan como la fuerza motriz que lleva a una reacción a la consumación, desplazando el equilibrio en gran parte hacia el lado de los productos.

Principio de Le Châtelier (véase la sección 17.3)

6. Enumere y describa con sus propias palabras los tres cambios en las condiciones que afectan el equilibrio, según el principio de Le Châtelier.

Problemas

Velocidad de reacción (véase la sección 17.1)

7. Con base en la siguiente reacción

$$2\ NO(g) + 2\ H_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

con una velocidad de reacción $= k[NO]^2\ [H_2]$. Calcule el efecto sobre la velocidad de reacción de los siguientes casos:

a. La concentración de NO se incrementa de 0.10 *M* a 0.20 *M* con la misma concentración de H_2.

b. La concentración de NO se incrementa de 0.10 *M* a 0.30 *M* con la misma concentración de H_2.

c. La concentración de H_2 se incrementa de 0.10 *M* a 0.20 *M* con la misma concentración de NO.

Reversibilidad de las reacciones y equilibrio químico (véase la sección 17.2)

8. Escriba la expresión de la constante de equilibrio para cada una de las siguientes reacciones:

a. $CH_4(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons CH_3Cl(g) + HCl(g)$

b. $SO_2(g) + NO_2(g) \rightleftharpoons SO_3(g) + NO(g)$

c. $2\ NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ NO_2(g)$

d. $NH_4Cl(s) \rightleftharpoons NH_3(g) + HCl(g)$

e. $4\ H_2O(g) + 3\ Fe(s) \rightleftharpoons Fe_3O_4(s) + 4\ H_2(g)$

f. $3\ O_2(g) \rightleftharpoons 2\ O_3(g)$

g. $SO_2Cl_2(g) \rightleftharpoons SO_2(g) + Cl_2(g)$

h. $4\ NH_3(g) + 5\ O_2(g) \rightleftharpoons 4\ NO(g) + 6\ H_2O(g)$

i. $2\ Pb\ (NO_3)_2(s) \rightleftharpoons 2\ PbO(s) + 4\ NO_2(g) + O_2(g)$

j. $2\ H_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ H_2O(g)$

9. Escriba la expresión de la constante de equilibrio para cada una de las siguientes reacciones:

a. $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ NO(g)$

b. $2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ SO_3(g)$

c. $BaSO_3(s) \rightleftharpoons BaO(s) + SO_2(g)$

d. $C(s) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2(g)$

e. $2\ NOCl(g) \rightleftharpoons 2\ NO(g) + Cl_2(g)$

f. $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$

g. $2\ HgO(s) \rightleftharpoons 2\ Hg(g) + O_2(g)$

h. $COBr_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + Br_2(g)$

i. $CH_4(g) + 2\,O_2(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + 2\,H_2O(g)$

j. $2\,Ag(s) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2\,AgCl(s)$

10. En la siguiente tabla se encuentran las constantes de disociación de diversos ácidos (K_a) a 25°C. Enumérelas en orden de fuerza de acidez decreciente según sus valores de K_a.

ÁCIDO (EN DISOLUCIÓN ACUOSA APROXIMADAMENTE 0.1 *N*)	(K_a) a 25°C (mol/L)
Ácido acético	1.76×10^{-5}
Ácido barbitúrico	9.8×10^{-5}
Ácido cloroacético	1.40×10^{-3}
Ácido fórmico	1.77×10^{-4}
Ácido láctico	1.37×10^{-4}
Ácido sulfuroso	1.72×10^{-2}

11. En la siguiente tabla se encuentran las constantes de hidrólisis de diferentes bases (K_b) a 25°C. Enumérelas en orden de fuerza de basicidad decreciente según sus valores de K_b.

ÁCIDO (EN DISOLUCIÓN ACUOSA APROXIMADAMENTE 0.1 *N*)	(K_b) a 25°C (mol/L)
Amoniaco	1.79×10^{-5}
Codeína	9×10^{-7}
Nicotina	7×10^{-7}
Novocaína	7×10^{-6}
Hidróxido de plata	1.1×10^{-4}
Urea	1.5×10^{-14}

Principio de Le Châtelier (véase la sección 17.3)

11. Una de las formas para preparar cloro gaseoso es mediante el proceso de Deacon, en el cual interviene el siguiente equilibrio:

$$4\,HCl(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,Cl_2(g) + 2\,H_2O(g)$$

¿En qué dirección se desplazará el equilibrio cuando sucedan los siguientes cambios?

a. un incremento en la concentración de HCl

b. una disminución en la concentración de HCl

c. un incremento en la concentración de O_2

d. una disminución en la concentración de O_2

e. un incremento en la concentración de Cl_2

f. una disminución en la concentración de Cl_2

g. un incremento en la concentración de H_2O

h. una disminución en la concentración de H_2O

i. un incremento en la presión por compresión

j. una disminución de la presión por expansión

13. La preparación comercial de gas hidrógeno implica el siguiente equilibrio:

$$CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$$

¿En qué dirección se desplazará el equilibrio cuando ocurran los siguientes cambios?

a. un incremento en la concentración de CO

b. una disminución en la concentración de CO

c. un incremento en la concentración de H_2O

d. una disminución en la concentración de H_2O

e. un incremento en la concentración de CO_2

f. una disminución en la concentración de CO_2

g. un incremento en la concentración de H_2

h. una disminución en la concentración de H_2

i. un incremento en la presión por compresión

j. una disminución de la presión por expansión

14. Prediga cómo se afecta el equilibrio de las siguientes reacciones químicas cuando (1) se incrementa la temperatura, (2) disminuye la temperatura, (3) se incrementa la presión por compresión, y (4) disminuye la presión por expansión:

a. $2\ H_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ H_2O(g) + 115.6\ kcal$

b. $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2\ HCl(g) + 185\ kJ$

c. $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\ HI(g) - 51.9\ kJ$

d. $2\ F_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ OF_2(g) - 46.0\ kJ$

e. $4\ Al(s) + 3\ O_2(g) \rightleftharpoons 2\ Al_2O_3(s) + 798.2\ kcal$

15. Prediga el efecto sobre el equilibrio de las siguientes reacciones químicas cuando (1) se incrementa la temperatura, (2) disminuye la temperatura, (3) se incrementa la presión por compresión, y (4) disminuye la presión por expansión:

a. $C_6H_6(g) + 3\ H_2(g) \rightleftharpoons C_6H_{12}(g) + 206\ kJ$

b. $2\ NO(g) \rightleftharpoons N_2(g) + O_2(g) + 43.2\ kcal$

c. $2\ CO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ CO_2(g) + 135.2\ kcal$

d. $N_2(g) + 2\ O_2(g) \rightleftharpoons 2\ NO_2(g) - 16.2\ kcal$

e. $C(s) + O_2(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + 393\ kJ$

Equilibrios en electrólitos débiles (véase la sección 17.4)

16. Calcule las constantes de disociación de cada uno de los siguientes ácidos débiles a partir del porcentaje de disociación en la concentración que se indica:

a. Una disolución acuosa de NH_3 0.500 *M* está disociada 0.600%.

b. Una disolución de HF 0.100 *M* está disociada al 8.23%.

c. Una disolución de HCN 0.800 *M* está disociada al 0.00300%.

d. Una disolución de HA 0.350 *M* está disociada al 1.50%.

17. Calcule las constantes de disociación de cada uno de los siguientes ácidos débiles a partir del porcentaje de disociación en la concentración que se indica:

a. Una disolución de $HC_2H_3O_2$ 2.00 *M* está disociada al 0.300%.

b. Una disolución de ácido fórmico ($HCHO_2$) 0.0100 *M* está disociada al 13.1%. (*Sugerencia:* $HCHO_2(ac) \rightleftharpoons H^+(ac) + CHO_2^-(ac)$.)

c. Una disolución de MOH 0.0300 *M* está hidrolizada un 5.00%.

d. Una disolución de HA 0.0200 *M* está disociada al 9.00%.

18. A partir de las constantes de disociación o hidrólisis de cada uno de los siguientes ácidos y bases débiles, calcule la concentración del ion hidrógeno (para los ácidos) o la concentración del ion hidróxido (para las bases) en mol por litro, y el porcentaje de disociación del electrólito débil en cada una de las siguientes disoluciones:

a. Ácido acético 0.200 *M* a 5°C. La K_a para el $HC_2H_3O_2 = 1.70 \times 10^{-5}$ (mol/L) a 5°C.

b. Una disolución acuosa de amoniaco 0.500 *M* a 20°C. La K_b del NH_3 acuoso = 1.70 3 10^{-5} (mol/L) a 20°C.

c. Ácido fórmico 2.00 *M* a 50°C. La K_a para el $HCHO_2 = 1.65 \times 10^{-4}$ (mol/L) a 50°C. (*Sugerencia:* $HCHO_2(ac) \rightleftharpoons H^+(ac) + CHO_2^-(ac)$.)

d. MOH 0.250 *M*. La K_b del MOH $= 6.40 \times 10^{-7}$ (mol/L).

19. A partir de las constantes de disociación de los siguientes electrólitos débiles, calcule la concentración del ion hidrógeno (en el caso de los ácidos) o la concentración del ion hidróxido (en el caso de las bases) en mol por litro, así como el porcentaje de disociación del electrólito débil en cada una de las siguientes disoluciones:

a. Ácido hipocloroso 0.100 *M* a 25°C. La K_a del HClO $= 3.50 \times 10^{-9}$ (mol/L) a 25°C.

b. Ácido hipoyodoso 0.0278 *M* a 25°C. La K_a del HIO $= 2.30 \times 10^{-11}$ (mol/L) a 25°C.

c. MOH 0.0500 *M*. La K_b del MOH $= 1.10 \times 10^{-6}$ (mol/L).

d. MOH 0.300 *M*. La K_b del MOH $= 3.00 \times 10^{-8}$ (mol/L).

Equilibrios de las disoluciones amortiguadoras (véase la sección 17.5)

20. De acuerdo con las siguientes disoluciones amortiguadoras, identifique el ácido débil y la base conjugada y escriba una ecuación química para el equilibrio en el que participan estas especies. Además, escriba una ecuación química que represente la neutralización cuando se adiciona ácido clorhídrico o hidróxido de sodio.

a. Una disolución que contiene ácido acético y acetato de potasio.

b. Una disolución que contiene cloruro de amonio y amoniaco.

c. Una disolución que contiene ácido cianhídrico y cianuro de sodio.

d. Una disolución que contiene ácido fórmico ($HCHO_2$) y formiato de sodio ($NaCHO_2$). (*Sugerencia:* Véase el problema 18, parte (c).)

21. De acuerdo con lo dicho en la sección 15.5, el pH de la sangre se controla a través de diversas disoluciones amortiguadoras. En las disoluciones amortiguadoras de las sangre que se indican a continuación, identifique el ácido débil y su base conjugada y escriba una ecuación para el equilibrio en el que participan estas especies. Además, escriba las reacciones que puedan servir para neutralizar el H^+ u OH^- que se adiciona en la sangre.

a. Ácido carbónico (H_2CO_3) y carbonato ácido o bicarbonato (HCO_3^-).

b. Fosfato diácido ($H_2PO_4^-$) y fosfato ácido (HPO_4^{2-}).

Equilibrios del producto de solubilidad (véase la sección 17.6)

22. Las siguientes son constantes del producto de solubilidad (K_{ps}) de diversos compuestos poco solubles en agua a 20°C. Enumérelos en orden decreciente de solubilidad en agua.

COMPUESTO POCO SOLUBLE	K_{ps} a 20°C (mol^2/L^2)
Acetato de plata, $AgC_2H_3O_2$	4.0×10^{-3}
Yoduro de plata, AgI	8.5×10^{-17}
Bromato de plata, $AgBrO_3$	6.0×10^{-5}
Bromuro de plata, AgBr	5.0×10^{-13}
Cloruro de plata, AgCl	1.8×10^{-10}

23. Escriba la expresión para la constante del producto de solubilidad (K_{ps}) de cada uno de los siguientes compuestos poco solubles:

a. AgCl **b.** CaF_2 **c.** $Al(OH)_3$

d. $Pb_3(AsO_4)_2$ **e.** Ag_2CO_3

24. Escriba la expresión de la constante del producto de solubilidad (K_{ps}) de cada uno de los siguientes compuestos poco solubles:

a. AgOH **b.** BaF_2 **c.** $Fe(OH)_3$

d. $Pb(IO_3)_2$ **e.** HgI_2

25. Calcule la constante del producto de solubilidad (K_{ps}) de los siguientes compuestos, a partir de su solubilidad en agua pura según la temperatura que se indica.

a. Bromuro de plata: 0.00016 g de AgBr L a 25°C.

b. Carbonato de bario: 9.00×10^{-5} mol de $BaCO_3$/L a 18°C.

c. Sulfato de plomo(II): 1.0×10^{-4} mol de $PbSO_4$/L a 18°C.

d. AB: 0.0013 g de AB/L (masa molar de AB = 85.0 g) a 25°C.

26. Calcule la constante del producto de solubilidad (K_{ps}) de los siguientes compuestos, a partir de su solubilidad en agua pura según la temperatura que se indica:

a. Carbonato de estroncio: 0.0059 g de $SrCO_3$/L a 25°C.

b. Yoduro de cobre(I): 4.2×10^{-4} g de CuI/L a 18°C.

c. Sulfato de bario: 3.3×10^{-3} g/L de $BaSO_4$ a 50°C.

d. AB: 0.00081 mol de AB/L a 25°C.

27. A partir de la constante del producto de solubilidad de cada una de las siguientes sales (1) calcule la molaridad de una disolución saturada de sal a la temperatura que se indica y (2) calcule la solubilidad de la sal en g/L a esa temperatura:

a. Oxalato de magnesio a 18°C; K_{ps} del $MgC_2O_4 = 8.6 \times 10^{-5}$ (mol^2/L^2) a 18°C.

b. Carbonato de bario 16°C; la K_{ps} del $BaCO_3 = 7.0 \times 10^{-9}$ (mol^2/L^2) a 16°C.

c. Bromuro de talio(I) a 25°C; la K_{ps} del $TlBr = 4.0 \times 10^{-6}$ (mol^2/L^2) a 25°C.

d. Carbonato de estroncio a 25°C; la K_{ps} del $SrCO_3 = 1.6 \times 10^{-9}$ (mol^2/L^2) a 25°C.

Si las concentraciones de Sr^{2+} y CO_3^{2-} en una disolución llegan a 9.2×10^{-5} mol/L, ¿podría ocurrir la precipitación?

28. A partir de la constante del producto de solubilidad de cada una de las siguientes sales, (1) calcule la molaridad de una disolución saturada de sal a la temperatura que se indica, y (2) calcule la solubilidad de la sal en gramos por litro a esa temperatura:

a. Yoduro de plata a 25°C; la K_{ps} de la $AgI = 1.5 \times 10^{-16}$ (mol^2/L^2) a 25°C.

b. Carbonato de plomo(II) a 18°C; la K_{ps} del $PbCO_3 = 3.3 \times 10^{-14}$ (mol^2/L^2) a 18°C.

c. Cromato de calcio a 18°C; la K_{ps} del $CaCrO_4 = 2.3 \times 10^{-2}$ (mol^2/L^2) a 18°C.

d. Cromato de bario a 28°C; la K_{ps} del $BaCrO_4$ es 2.4×10^{-10} (mol^2/L^2) a 28°C. Si las concentraciones de Ba^{2+} y CrO_4^{2-} en una disolución llegan a 3.6×10^{-6} mol/L, ¿podría ocurrir la precipitación?

Problemas generales

29. Calcule el pH y el pOH de las siguientes disoluciones:

a. Una disolución acuosa de ácido acético 0.530 *M* a 5°C; la K_a del $HC_2H_3O_2 = 1.70 \times 10^{-5}$ (mol/L) a 5°C.

b. Una disolución acuosa de amoniaco 0.100 *M* a 20°C; la K_b del NH_3 acuoso $= 1.70 \times 10^{-5}$ (mol/L) a 20°C.

30. Calcule el pH y el pOH de las siguientes disoluciones:

a. Una disolución acuosa de ácido acético 0.01000 *M* a 20°C; el $HC_2H_3O_2$ está disociado 4.20% a 20°C.

b. Una disolución acuosa de amoniaco 0.500 *M* a 27°C; el NH_3 acuoso está disociado 0.600% a 27°C.

31. Los nadadores se quejan con frecuencia de que el cloro en la alberca "irrita" sus ojos cuando el pH es bajo. Explique este hecho en términos del pH y la formación del cloro. La ecuación iónica de la reacción del cloro con el agua es

$$Cl_2 + H_2O \rightleftharpoons HClO + H^+ + Cl^-$$

Cuestionario A del capítulo 17 (secciones de la 17.1 a la 17.3)

1. Las siguientes son las constantes de disociación de diversos ácidos (K_a) a 25°C. Enumérelos en orden de fuerza de acidez decreciente según sus valores de K_a.

ÁCIDO	K_a a 25°C (mol/L)
Ácido acético	1.75×10^{-5}
Ácido tricloroacético	2.32×10^{-1}
Ácido cloroacético	1.36×10^{-3}
Ácido dicloroacético	5.53×10^{-2}

2. Escriba la expresión de la constante de equilibrio para las siguientes reacciones:

a. $2\ NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ NO_2(g)$

b. $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\ NO_2(g)$

c. $C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2\ CO(g)$

d. $ZnSO_3(s) \rightleftharpoons ZnO(s) + SO_2(g)$

3. Con base en la siguiente mezcla en equilibrio a cierta temperatura:

$$CuO(s) + CO(g) \rightleftharpoons Cu(s) + CO_2(g)$$

a. Prediga cómo se afecta el equilibrio cuando se aumenta la concentración de $CO(g)$.

b. Prediga cómo se afecta el equilibrio cuando se aumenta la concentración de $CO_2(g)$.

4. Con base en la siguiente mezcla en equilibrio a cierta temperatura:

$$16.2\ kcal + N_2(g) + 2\ O_2(g) \rightleftharpoons 2\ NO_2(g)$$

a. Prediga el efecto sobre el equilibrio cuando se aumenta la temperatura.

b. Prediga el efecto sobre el equilibrio cuando se aumenta la presión por compresión.

✓ Cuestionario B del capítulo 17 (secciones de la 17.4 a la 17.6)

1. Escriba la expresión de la constante del producto de solubilidad (K_{ps}) para cada uno de los siguientes compuestos poco solubles:

a. PbI_2 **b.** $Ag_2Cr_2O_7$

2. Calcule la constante de disociación (K_a) para HA si una disolución de HA 0.500 *M* está disociada 1.30%.

3. Calcule la concentración del ion hidrógeno en mol/L para una disolución de HA 0.200 *M*. $K_a = 4.37 \times 10^{-7}$ mol/L para HA a 25°C.

4. Calcule la constante del producto de solubilidad a 25°C para la sal AgBr si la solubilidad de la sal en agua a 25°C es 1.6 3 10^{-4} g/L. (Masas atómicas: Ag = 107.9 uma, Br = 79.9 uma.)

5. La K_{ps} del cloruro de talio(I) (TlCl) en agua es 2.7×10^{-4} a 25°C. ¿Cuál es la solubilidad de la sal en gramos por litro a 25°C? (Masas atómicas: TI = 204.4 uma, Cl = 35.5 uma.)

Hidrógeno
(Símbolo: N)

El nitrógeno líquido es incoloro y hierve a −196°C. Es un elemento refrigerante de importancia para usar en el laboratorio.

El elemento NITRÓGENO: la base de nuestro aliento

Nombre: Del inglés medieval *nitre-* y el francés *-gen*, significa "producido por el salitre". Salitre es el nombre del KNO_3 o nitrato de potasio, que se utiliza para elaborar pólvora.

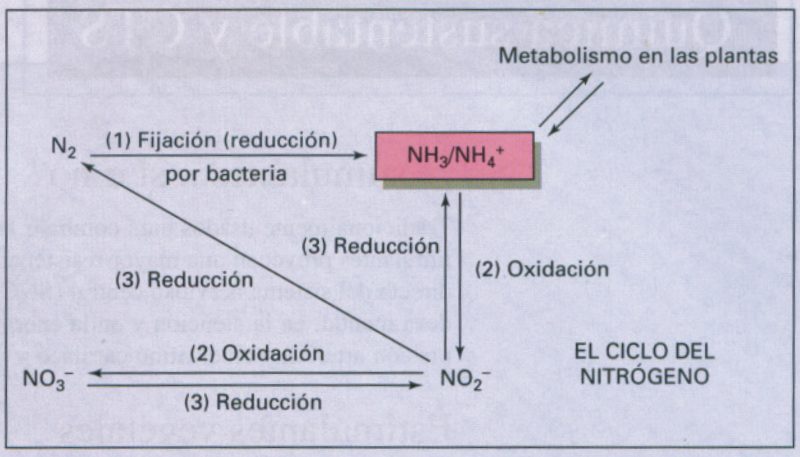
Apariencia: Gas incoloro, inodoro e insípido a temperatura ambiente. Se licua a −196°C para dar un líquido incoloro parecido al agua (¡pero es *mucho* más frío!).

Abundancia: El nitrógeno se encuentra en estado libre (sin combinar) como nitrógeno diatómico (N_2) en la atmósfera. Otras formas de nitrógeno (amoniaco, nitrito y nitrato) se pueden encontrar en el suelo, el agua o las formaciones de rocas. La mayor parte del nitrógeno (98%) se encuentra en las rocas, quedando casi un 2% en la atmósfera y <1% en el suelo y el agua.

Origen: Casi todo el nitrógeno que se produce para uso industrial se obtiene de la licuefacción del aire, que contiene 80% de gas hidrógeno por volumen. El gas oxígeno por volumen. El gas oxígeno también se produce durante este proceso.

Usos comunes: El uso más importante del gas nitrógeno se da en la producción de amoniaco (NH_3). El amoniaco es la sustancia química clave en la producción de fertilizantes nitrogenados como son el amoniaco, el nitrato de amonio (NH_4NO_3), y la urea ($H_2N—CO—NH_2$). De hecho, el 85% de todo el amoniaco se utiliza en la producción de fertilizantes. Por lo común, el rendimiento de las cosechas se halla limitado por la disponibilidad de fertilizantes que contienen nitrógeno, y por tanto este elemento es crucial para las cifras mundiales de *producción de alimentos*. La mayor parte del amoniaco se prepara a gran escala mediante el proceso Haber (véase la sección 17.3).

Todos los sistemas vivos necesitan nitrógeno para sus procesos biológicos normales. El ciclo del nitrógeno (véase la figura) describe los procesos que controlan la distribución de las diferentes formas de nitrógeno en el ambiente. Las bacterias convierten el gas nitrógeno en amoniaco mediante un proceso de reducción que se conoce como fijación de nitrógeno (1). El amo-



niaco (o ion amonio, NH_4^+) es la especie clave en el uso de nitrógeno por parte de los organismos vivos. Otros procesos redox (2) en los sistemas vivos convierten el amoniaco en nitrito y en nitrato, los cuales sirven para diferentes propósitos en sus metabolismos. Por último, las plantas y la bacterias reducen el nitrito y el nitrato nuevamente a nitrógeno o amoniaco para completar el ciclo (3). La vida sobre la Tierra depende del equilibrio entre estos procesos.

El ácido nítrico es un ácido fuerte muy importante que se utiliza en las oxidaciones y en la producción de colorantes y explosivos. El amoniaco, y por consiguiente el nitrógeno, es la materia prima para la producción de ácido nítrico (HNO_3) mediante el proceso Ostwald:

$$4\,NH_3(g) + 7\,O_2(g) \rightleftharpoons 4\,NO_2(g) + 6\,H_2O(l)$$

$$4\,NO_2(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons 2\,HNO_3(ac) + NO(g)$$

El gas nitrógeno también se utiliza en la producción de resinas nitrogenadas como es la melamina, y el nitrógeno líquido se utiliza cada vez más en procesos criogénicos para el enfriamiento de materiales a temperaturas muy bajas. Esta tecnología puede ser extremadamente importante en el desarrollo de cerámicos superconductores (véase El elemento COBRE: Conductividad eléctrica y trenes de alta velocidad, capítulo 8).

Acontecimientos raros: Por lo común, una mezcla de 88% de argón y 12% de gas nitrógeno es utilizada como gas "de carga" en los bulbos de luz incandescente comunes.

Química sustentable y CTS

¿Estimulantes... sí o no?

Tradicionalmente usados para combatir la fatiga, el hambre y el desánimo, los estimulantes provocan una mayor resistencia física transitoria gracias a la activación directa del sistema nervioso central (SNC), lo que ocasiona un aumento en la agudeza mental, en la atención y en la energía, acompañado por un incremento en la presión arterial, y en el ritmo cardiaco y respiratorio.

Estimulantes vegetales

El café, el té, el mate, el cacao, el betel y la coca son plantas que crecen en muchas partes del mundo. A pesar de que algunas de ellas suelen consumirse repetidas veces al día durante buena parte de la vida, son sustancias tóxicas que causan efectos secundarios.

El cacao era consumido por los aztecas debido a su contenido de cafeína y de teobromina. Sin embargo, los chocolates actuales no suelen contener estos alcaloides.

El consumo excesivo de *café* puede causar hipertensión y gastritis, sin contar con que también contiene alquitranes cancerígenos.

La coca proviene de la hoja del arbusto indígena americano *Erythroxylon coca*, su consumo es ancestral en ciertas partes de Latinoamérica, donde los habitantes de las zonas donde se cultiva tienen la práctica habitual de mascar sus hojas.

El café, el té y las cocas son estimulantes del sistema nervioso central, debido a la sustancia activa que contienen: la cafeína. El efecto buscado por el consumidor es el aumento de la agudeza mental, mas a largo plazo estos estimulantes pueden provocar el agravamiento de problemas orgánicos. Aunque no son adictivas físicamente, sí lo son psicológicamente.

Estimulantes químicos

La cocaína es un alcaloide contenido en las hojas del arbusto *Erythroxylon coca*; químicamente es un derivado de la latropina. Es un estimulante cerebral extremadamente potente, de efectos similares a las anfetaminas, sus efectos inmediatos incluyen dilatación de pupilas, aumento de la presión sanguínea y del ritmo cardiaco y respiratorio, e incremento de la temperatura corporal. Su uso ocasional puede producir congestión o drenaje de la nariz, ulceración de la membrana nasal. El uso crónico de esta droga causa dolor abdominal, náuseas, vómito, respiración irregular, convulsiones y paro cardiaco.

La mezcla de cocaína con heroina, conocida como *speedball*, puede causar la muerte. La cocaína es una de las drogas más adictivas que existen, ya que su efecto, aunque fuerte, es de corta duración.

El uso de cocaína es altamente susceptible de causar daños irreparables en los recién nacidos cuyas madres mantuvieron su adicción durante el embarazo. Aún se desconoce la extensión total de los efectos de la exposición prenatal a la cocaína, pero los estudios científicos indican que estos bebés nacen prematura e insuficientemente desarrollados: con menor peso, diámetro craneal inferior y menor longitud.

Las anfetaminas fueron utilizadas como estimulantes, luego para el tratamiento de catarros y congestiones nasales en forma de inhalaciones, más tarde como píldoras contra el mareo y para disminuir el apetito en el tratamiento de la obesidad y, finalmente, como antidepresivos.

Presentan una elevada tolerancia que produce hábito y necesidad de dosis progresivamente más elevadas.

El consumo de anfetaminas produce en el organismo los siguientes síntomas: acelera el ritmo cardiaco y pulmonar, dilata la pupila, reduce el apetito, produce sequedad en la boca, sudores, dolores de cabeza, pérdida de la visión, mareos, insomnio, ansiedad. A largo plazo y/o usadas en dosis elevadas ocasionan: temblores, pérdida de coordinación, colapso físico, daño a riñones y tejidos, depresión, malnutrición, aumento repentino de la presión sanguínea que puede producir la muerte por ataque, fiebre muy alta o insuficiencia cardiaca.

Las anfetaminas son adictivas porque el organismo las asimila y crea tolerancia a la droga, lo que ocasiona que el adicto necesite una cantidad cada vez mayor para lograr el mismo efecto estimulante.

Las bebidas estimulantes, también llamadas bebidas "energéticas" son mezclas embotelladas o enlatadas que contienen cafeína, extractos de plantas, azúcar y otras sustancias. Están logrando altos niveles de venta entre jóvenes y adultos. Todas ellas tienen en común el contenido de cafeína, teína u otros alcaloides con propiedades estimulantes. Algunos investigadores muestran inquietud por la aparición de nuevas bebidas con sustancias estimulantes como ginseng, guaraná, taurina o efedrina. No hay que olvidar que la mezcla de cafeína con efedrina puede causar problemas cardiacos. Hay quien las consume para "mantenerse despierto". También está muy extendida entre los estudiantes, la costumbre de ingerirlas en época de exámenes para "concentrarse mejor". Incluso algunos deportistas aseguran que incrementan su rendimiento. Sin embargo, expertos de varios países no las consideran tan inofensivas como aseguran los fabricantes.

¿Qué es el *doping*?

Es un concepto universal que describe la práctica fraudulenta de usar medios no naturales para mejorar el rendimiento deportivo.

El término **dopaje** aparece en el Diccionario de la Real Academia de la Lengua Española a partir de 1992, y lo define como la "acción o efecto de dopar o doparse" y describe "dopar" como la "administración de fármacos o sustancias estimulantes para potenciar artificialmente el rendimiento".

El **análisis *antidoping*** describe delicadas y complejas técnicas, desarrolladas y perfeccionadas por profesionales de la química, que se han convertido en expertos

en el área. La metodología analítica que aplican debe ser confiable, rápida, precisa, reproducible, y basada en la tecnología instrumental más avanzada. Así se podrá cumplir con absoluta seguridad la labor de control del *doping* y desalentar a quienes consideren mejorar su rendimiento de manera artificial. Gracias al *antidoping* se cumple una importante labor de asesoría para las autoridades deportivas.

Hay que tomar en cuenta que los profesionales de esta área logran investigar el fraude del *doping*, teniendo como única pista una pequeña muestra codificada de orina o de sangre.

El tiempo en el que una droga en particular o alguno de sus metabolitos permanece en el cuerpo y puede ser detectada en la orina, en la sangre, en la saliva o en el cabello se denomina **período de detección**. Este periodo depende de los siguientes factores: cantidad y frecuencia del uso de la droga, el metabolismo de cada persona, la masa corporal (en general, el metabolismo humano es más lento conforme aumenta la masa corporal), la edad, el estado general de salud (en general, el metabolismo es más lento en los periodos de deterioro de la salud), la tolerancia a la droga y el pH de la orina (mientras más ácido es el pH de la orina se tienen periodos más cortos de detección).

La siguiente tabla relaciona algunos estimulantes con el periodo de detección.

ESTIMULANTE	PERIODO DE DETECCIÓN
Anfetaminas	Hasta 72 horas
Cocaína	Hasta 7 días
Nicotina	Hasta 7 días
Barbitúricos	De 2 a 4 días
Canabinoides (mariguana)	Uso casual: 1 a 4 días. Uso crónico: hasta 14 días
Esteroides anabólicos	Oral: hasta 3 semanas. Inyectable: hasta 3 meses
Alcohol	Hasta 10 horas (se excreta a una velocidad de 30 mL/hr).

Conclusión

La drogadicción es en realidad un fenómeno muy antiguo que en nuestros días se ha manifestado intensa y masivamente. Se observa en todas las edades y en todos los grupos socioeconómicos; el abuso de los fármacos perjudica enormemente la economía y la salud de las personas, orillándolas a cometer delitos por la necesidad de obtener la sustancia a la que son adictos, ya sea robando o vendiendo la droga o induciendo a otros a que prueben.

Referencias

www.monografias.com

www.consumer.es

¡Explícalo tú!: Reducción del permanganato de potasio

Objetivo: Demostrar el efecto de la concentración, de la temperatura y del catalizador en la velocidad de una reacción.

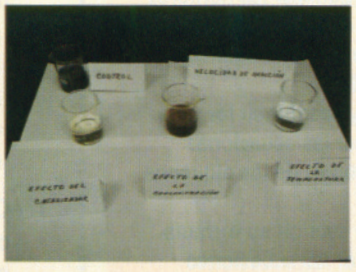
Materiales:

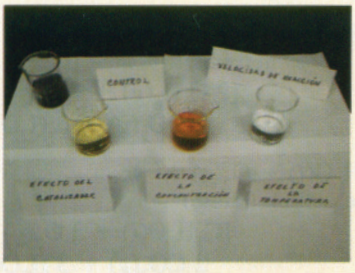
- $KMnO_4$ 0.005 *M*
- $H_2C_2O_4$ 0.5 *M* en H_2SO_4 2 *M*.
- 4 vasos de precipitado de 30 mL
- 2 probetas de 10 mL
- Agitador y barra magnética
- 1 reloj con segundero
- 1 termómetro
- Parrilla de calentamiento o mechero

Procedimiento:

En los 4 vasos de precipitado de 30 mL, previamente numerados, colocar en cada uno, 5 mL de $KMnO_4$ 0.005 *M*. Seguido de 5 mL de $H_2C_2O_4$ 0.5 *M* en H_2SO_4 2 *M*, agitar. Realizar diferentes tratamientos a cada vaso, uno queda como referencia; otro calentarlo; un tercero adicionar más permanganato de potasio y al último adicionarle $MnCl_2$. Registrar el tiempo en el que se inicia la reacción y hacer observaciones conforme transcurre el tiempo.

http://chemed.purdue.edu/demo/main_pages/22.2 html





Capítulo 18

Química orgánica

Desde el plástico del disco volador hasta los diversos compuestos bioquímicos que forman parte del pasto, el perro y los niños, es muy probable que el 99% de las sustancias que se encuentran en esta escena sean orgánicas.

Objetivos del capítulo 18

1. Definir la química orgánica y explicar la clasificación de los compuestos orgánicos (sección 18.1).
2. Identificar las tres disposiciones de enlaces básicos asociados con el carbono en las moléculas orgánicas y describir sus características y un ejemplo de cada una (sección 18.2).
3. Definir los alcanos y sus isómeros y escribir la fórmula estructural condensada de los alcanos isoméricos. Conocer los nombres y escribir las fórmulas estructurales de los alcanos y completar y balancear las ecuaciones químicas para la monohalogenación (cloro o bromo) de los alcanos (sección 18.3).
4. Definir los alquenos, conocer su nombre y escribir su fórmula estructural, así como completar y balancear las ecuaciones químicas para la halogenación (cloro o bromo) de los alquenos (sección 18.4).
5. Definir los alquinos, conocer su nombre y escribir su fórmula estructural, así como completar y balancear las ecuaciones químicas para la halogenación (cloro o bromo) de los alquinos (sección 18.5).
6. Definir los hidrocarburos aromáticos, conocer su nombre y escribir su fórmula estructural, así como completar y balancear las ecuaciones químicas para la halogenación (cloro o bromo) de los hidrocarburos aromáticos (sección 18.6).
7. Definir un grupo funcional e identificar el o los grupos funcionales de los derivados de hidrocarburos en los compuestos orgánicos (sección 18.7).

Cuenta regresiva

Puede utilizar la tabla periódica.

5. Utilice la tabla periódica para indicar la cantidad de electrones de valencia de los siguientes elementos (sección 5.3).

a. carbono (4) **b.** cloro (7)
c. oxígeno (6) **d.** fósforo (5)

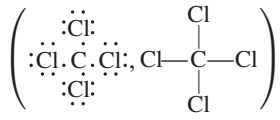
4. Escriba las fórmulas con pares de electrones de cada uno de los siguientes atómos (secciones 5.3 y 4.7).

a. $^{12}_{6}C$ $(\cdot\dot{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{C}}}\cdot)$ **b.** $^{35}_{17}Cl$ $(:\ddot{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{Cl}}}\cdot)$

c. $^{16}_{8}O$ $(\cdot\ddot{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{O}}}:)$ **d.** $^{31}_{15}P$ $(\cdot\ddot{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{P}}}\cdot)$

3. Escriba la estructura de Lewis y la fórmula estructural de las siguientes moléculas (sección 6.7).

a. CCl_4



b. CO_2 $(:\ddot{O}:C:\ddot{O}:, O{=}C{=}O)$

2. Escriba el nombre correcto de los siguientes compuestos (secciones 7.2 y 7.6).

a. CCl_4 (tetracloruro de carbono)
b. CO_2 (dióxido de carbono)
c. CO (monóxido de carbono)
d. $HC_2H_3O_2\,(ac)$ (ácido acético)
e. $H_2C_2O_4(ac)$ (ácido oxálico)

1. Complete y balancee las siguientes ecuaciones; indique la formación de cualquier gas con una (g) (sección 13.5).

a. $C_2H_6(g) + \underset{\text{(exceso)}}{O_2(g)} \xrightarrow{\Delta}$

$$[2\ C_2H_6(g) + 7\ O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 4\ CO_2(g) + 6\ H_2O(g)]$$

a. $\underset{\text{(alcohol etílico)}}{C_2H_6O(l)} + \underset{\text{(exceso)}}{O_2(g)} \xrightarrow{\Delta}$

$$[C_2H_6O(l) + 3\ O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)]$$

¿Qué tienen en común los diamantes, los lápices, algunos palos de golf y el tejido vivo? Adivinó: todos contienen carbono en una u otra forma. Es posible que haya notado que no hemos hablado mucho acerca del carbono, a pesar de que es la base de todos los elementos vivos —y muchos de los no vivos. En este capítulo vamos a ver diversas sustancias que contienen carbono, sus propiedades y sus usos.

18.1 Química orgánica

La **química orgánica** es el estudio de los compuestos que contienen carbono (véase la sección 1.2). Este nombre surgió porque originalmente se pensaba que todos estos compuestos pertenecían a la materia *viva*. Sin embargo, en la actualidad los químicos han podido crear en el laboratorio diversos compuestos que contienen carbono sin usar ninguna materia viva.

Química orgánica Estudio de las sustancias que contienen carbono.

No obstante, el término "química orgánica" se sigue utilizando para diferenciar estos compuestos de los que no contienen carbono y que forman parte del estudio de la *química inorgánica*. La cantidad de compuestos orgánicos que se conoce es de alrededor de cuatro millones, número que rebasa el de compuestos inorgánicos conocidos, aproximadamente cien mil. Algunos compuestos que contienen carbono, como los que poseen los iones poliatómicos, el cianuro (CN^-), el carbonato ácido o bicarbonato (HCO_3^-) y el carbonato (CO_3^{2-}), se consideran inorgánicos porque sus propiedades son semejantes a las de los compuestos inorgánicos y no a las de los orgánicos.

Los compuestos orgánicos no sólo son el fundamento de toda la vida humana, animal y vegetal sino también resultan indispensables para el mantenimiento de esa vida. La madera, que ha dado protección y calor a los humanos a lo largo de las eras, está hecha de materiales orgánicos. En realidad, la mayor parte de las fuentes de combustible para el calor y la locomoción —carbón, coque, turba y petróleo— son mezclas de compuestos orgánicos. Estas sustancias están actualmente a nuestra disposición gracias a los miles de años de compresión natural de la materia muerta de plantas y animales.

Es más, el carbón y el petróleo, además de otras sustancias orgánicas, sirven como materias primas de muchos otros compuestos de carbono. El carbono es la base de muchos productos que utilizamos a diario; fibras naturales (algodón, madera, rayón) y fibras sintéticas de poliamida y poliéster (nylon y dacrón, respectivamente); vitaminas (A, B_1, B_2, B_6, B_{12}, C, D, E, K); hormonas (estrona, progesterona, testosterona, insulina, corticosterona, adrenalina); y fármacos como la aspirina, la cafeína, las antihistaminas y los antibióticos (penicilinas, estreptomicina, tetraciclinas).

Los compuestos orgánicos se clasifican en dos amplias categorías: (1) hidrocarburos y (2) derivados de los hidrocarburos. Los **hidrocarburos** son compuestos orgánicos que sólo contienen los elementos carbono e hidrógeno. Los compuestos orgánicos que se encuentran en el petróleo y el carbón son en gran parte hidrocarburos. Los hidrocarburos, a su vez, se dividen en grupos de acuerdo con la estructura de los compuestos: los hidrocarburos *alifáticos* y los hidrocarburos *aromáticos*. Los **hidrocarburos alifáticos** se dividen además en tres grupos generales: los alcanos, los alquenos y los alquinos. La figura 18.1 resume la clasificación de los compuestos orgánicos. En este capítulo veremos cada uno de estos subgrupos.

Hidrocarburos Compuestos orgánicos que sólo contienen los elementos carbono e hidrógeno.

Hidrocarburos alifáticos Hidrocarburos compuestos por alcanos, alquenos y alquinos.

Sin embargo, antes de analizarlos, necesitamos saber algo acerca de los tipos de distribución de los enlaces que caracterizan al carbono en los compuestos orgánicos.

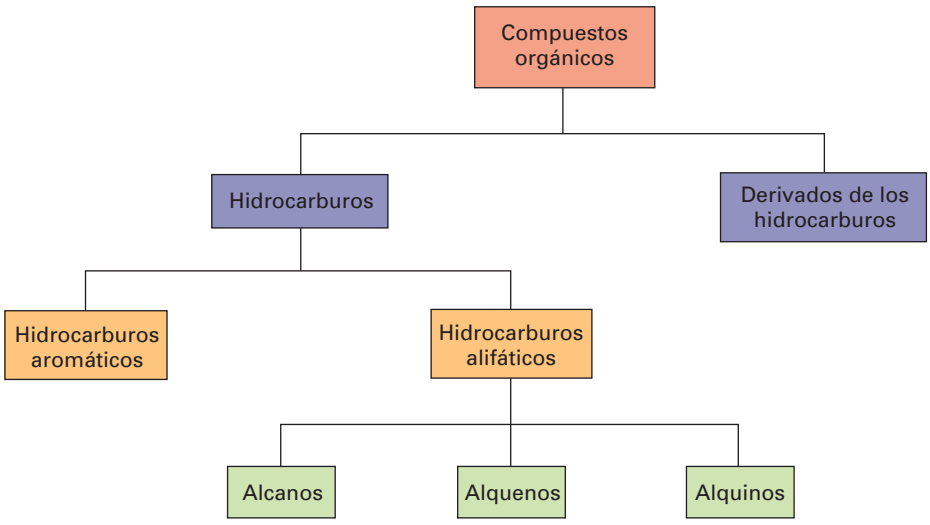


FIGURA 18.1
Clasificación de los compuestos orgánicos.

18.2 Las formas y estructuras de las moléculas orgánicas

Durante años los químicos han estudiado las sustancias orgánicas en una forma sistemática. A lo largo de este tiempo han descubierto que los átomos de carbono existen en tres arreglos básicos de los enlaces, según el número de grupos a los cuales se encuentre unido el carbono.

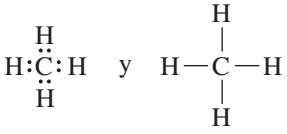
Categoría 1: Átomos de carbono unidos a *cuatro* átomos o grupos de átomos.

Categoría 2: Átomos de carbono unidos a *tres* átomos o grupos de átomos.

Categoría 3: Átomos de carbono unidos a *dos* átomos o grupos de átomos.

La forma o geometría de una sustancia orgánica se determina mediante el número de grupos que se encuentran unidos al átomo de carbono. Vamos a examinar cuatro moléculas sencillas que contienen carbono para ilustrar estas geometrías diferentes.

Categoría 1: Carbono unido a cuatro átomos. La más sencilla de todas las moléculas orgánicas es el metano. Una molécula de metano (CH_4) está compuesta de cuatro átomos de hidrógeno y un átomo de carbono. El metano es un ejemplo de un átomo de carbono que forma cuatro enlaces covalentes con cuatro átomos, y la estructura de Lewis y la fórmula estructural del metano son



El acomodo real de los cinco átomos en el espacio es un *tetraedro* (una pirámide con base triangular; véase la sección 6.8) en el que cada átomo de hidrógeno ocupa un vértice de la figura y el átomo de carbono se coloca en el centro como se muestra en la figura 18.2. Cuatro enlaces covalentes conectan los átomos de C y H, y los ángulos de enlace son todos de 109.5°C. Este acomodo se conoce como *tetraédrico.* ¿Cuál es la razón de este acomodo geométrico para el metano? Los cuatro pares de

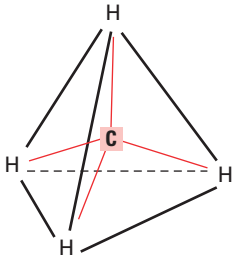
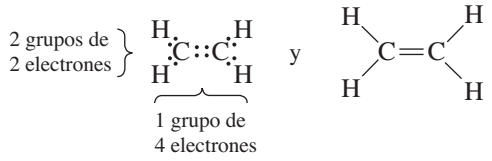


FIGURA 18.2
La estructura del metano se describe como *tetraédrica* porque los átomos de hidrógeno ocupan los vértices de un tetraedro. Todos los enlaces se muestran en rojo, y todos los ángulos de enlace son de 109.5°.

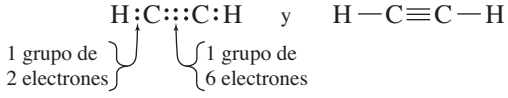
electrones de enlace deben de mantenerse tan alejados uno de otro como sea posible para reducir la repulsión entre ellos (cargas iguales se repelen entre sí). El acomodo tetraédrico aumenta los ángulos de enlace y por consiguiente reduce las fuerzas de repulsión entre los pares de electrones. Los átomos de carbono en la categoría 1 siempre forman cuatro enlaces sencillos y tienen un acomodo *tetraédrico* (ángulos de enlace de 109.5°).

Categoría 2: Carbono unido a tres átomos. La molécula de etileno (C_2H_4) tiene un doble enlace (véase la sección 6.7) entre los dos átomos de carbono, y cada átomo de carbono forma tres enlaces covalentes con tres átomos. La estructura de Lewis y la fórmula estructural del etileno son:



El acomodo real de los átomos en el etileno es una figura plana, y todos los ángulos de enlace son de 120°, como se ve en la figura 18.3. Por figuras *planas*, entendemos que *ambos* átomos de carbono y *los cuatro* átomos de hidrógeno se encuentran en el mismo plano. El doble enlace y los cuatro grupos a él unidos son planos. Esta representación es razonable porque los tres grupos de electrones de enlace (*dos grupos* de *dos electrones* y *un grupo* de *cuatro electrones*) que rodean a cada átomo de carbono están orientados en direcciones lo más separadas entre sí que sea posible, para reducir las repulsiones de los grupos de electrones. Los átomos de carbono en la categoría 2 siempre forman un doble enlace y dos enlaces sencillos y tienen un acomodo *plano* (120°).

Categoría 3: Carbono unido a dos átomos. Dos moléculas diferentes tienen átomos de carbono que forman dos enlaces covalentes con dos átomos: acetileno y dióxido de carbono. El acetileno (C_2H_2) tiene un triple enlace (véase la sección 6.7) entre los dos átomos de carbono, y cada carbono forma dos enlaces covalentes. La estructura de Lewis y la fórmula estructural del acetileno son:



El acomodo real de los átomos en el acetileno es *lineal*, y todos los ángulos de enlace son de 180°. Este acomodo es razonable porque los dos grupos de electrones de enlace (*un grupo* de *dos electrones* y *un grupo* de *seis electrones*) que rodean a cada átomo de carbono están orientados en direcciones lo más separadas entre sí que sea posible, para reducir la repulsión entre los grupos de electrones.

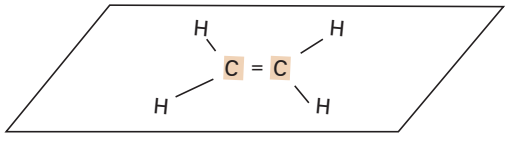
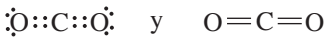


FIGURA 18.3
La estructura del etileno es *plana* y todos los ángulos de enlace son de 120°.

Un esquema alternativo de enlace para la categoría 3 puede ilustrarse con el dióxido de carbono (CO_2). El carbono forma dos enlaces covalentes con dos átomos en el CO_2, pero *ambos enlaces son dobles enlaces.* La estructura de Lewis y la fórmula estructural del dióxido de carbono son

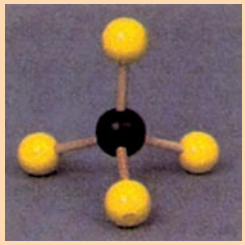
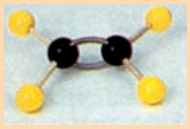


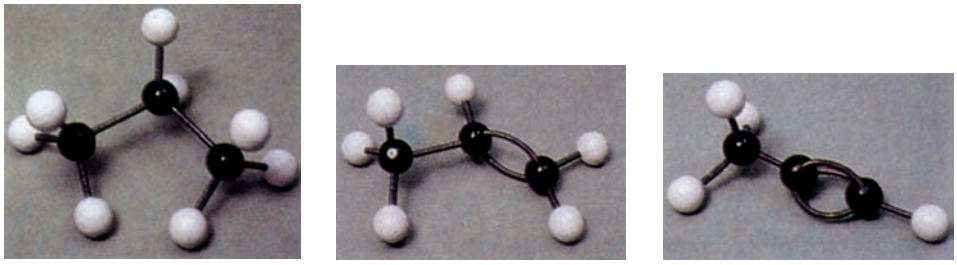
De nuevo, el acomodo de los átomos es *lineal*. Los átomos de carbono en la categoría 3 forman un triple enlace sencillo *o* dos dobles enlaces, con un acomodo *lineal* (180°).

En la tabla 18.1 se resumen las características de las tres geometrías básicas del carbono y se incluyen los modelos de barras y esferas del metano (CH_4), etileno (C_2H_4), acetileno (C_2H_2) y dióxido de carbono (CO_2).

Las moléculas orgánicas más complejas pueden contener algunas de estas formas específicas, de manera individual o en combinaciones. En el siguiente ejercicio y en la figura 18.4 se muestran algunos ejemplos.

TABLA 18.1 **Resumen de las propiedades de las tres geometrías básicas del carbono**

GEOMETRÍA	CANTIDAD Y TIPOS DE ENLACES AL CARBONO	ÁNGULOS DE ENLACE	EJEMPLO
Tetraédrica	Cuatro sencillos	109.5°	
Plana	Uno doble y dos sencillos	120°	
Lineal	Uno triple y uno sencillo	180°	
Lineal	Dos dobles	180°	



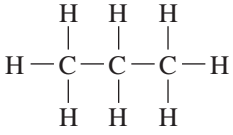
(a) (b) (c)

FIGURA 18.4
La geometría que muestra un átomo de carbono depende de la naturaleza de sus enlaces. Modelo de barras y esferas de (a) propano (C_3H_8), (b) propeno (C_3H_6) y (c) propino (C_3H_4).

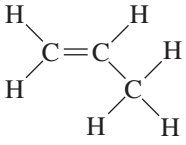
EJEMPLO 18.1

Identifique la geometría (tetraédrica, 109.5°; plana, 120°; lineal, 180°) en todos los átomos de carbono de las siguientes moléculas:

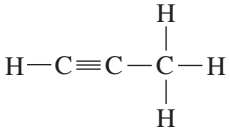
a. propano (C_3H_8)



b. propeno (C_3H_6)

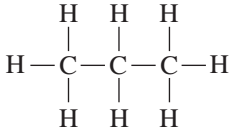


c. propino (C_3H_4)



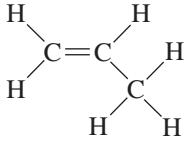
RESULTADO

a. propano (C_3H_8, un gas que se utiliza en las estufas de campamento, calentadores de gas y antorchas de propano).



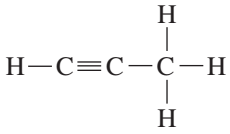
Cada átomo de carbono tiene cuatro enlaces sencillos, por tanto, el propano pertenece a la categoría 1. La geometría de cada átomo de carbono es *tetraédrica* (109.5°); véase la figura 18.4a. *Respuesta*

b. propeno (C_3H_6)



Los átomos de carbono doblemente enlazados tienen un doble enlace y dos enlaces sencillos (categoría 2) y son *planos* (180°). El átomo de carbono restante es *tetraédrico* (109.5°); véase la figura 18.4b. *Respuesta*

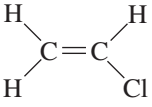
c. propino (C_3H_4)

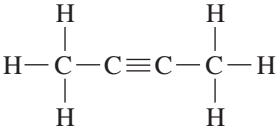


Los átomos de carbono triplemente enlazados tienen un triple enlace y un enlace sencillo (categoría 3) y son *lineales* (180°). El átomo de carbono restante es *tetraédrico* (109.5°); véase la figura 18.4c. *Respuesta*

Ejercicio de estudio 18.1

Identifique la geometría (tetraédrica, 109.5°; plana, 120°; lineal 180°) en todos los átomos de carbono de las siguientes moléculas.

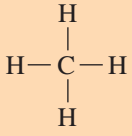
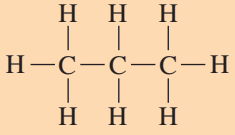
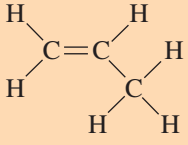
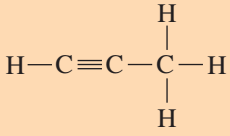
a.  (Ambos carbonos son planos, 120°)

a  .

(Carbonos con triple enlace —lineal 180°; los otros carbonos son tetraédricos, 109.5°).

Resuelva el problema 5.

TABLA 18.2 Fórmulas alternativas de algunos compuestos orgánicos sencillos

COMPUESTO	FÓRMULA ESTRUCTURAL	FÓRMULA ESTRUCTURAL CONDENSADA
Metano		CH_4
Propano		$CH_3—CH_2—CH_3$ o $CH_3CH_2CH_3$
Propeno		$CH_2=CH—CH_3$ o $CH_2=CHCH_3$
Propino		$HC\equiv C—CH_3$ o $HC\equiv CCH_3$

Las propiedades de una molécula orgánica dependen de su estructura. Por lo tanto es muy importante conocer esta última y tener formas de representarla. Las estructuras de Lewis son útiles, pero puede ser molesto utilizarlas en moléculas grandes. Los químicos orgánicos también utilizan fórmulas estructurales y *fórmulas estructurales condensadas.* En una fórmula estructural condensada, los átomos de hidrógeno se escriben de manera colectiva junto al átomo de carbono al cual se encuentran unidos. En este texto, utilizaremos por lo regular las *fórmulas estructurales condensadas* de los compuestos. En la tabla 18.2 se ilustran algunos ejemplos.

Como puede usted ver, la fórmula estructural del propano se escribe como una "cadena lineal". Sin embargo, el propano no es en realidad una cadena lineal porque el carbono central tiene geometría tetraédrica y el ángulo de enlace C—C—C es de aproximadamente 109.5°; véase la figura 18.4a. La frase "cadena lineal" en este caso significa simplemente que hay una cadena continua de átomos de carbono sin *ramificaciones*. Un compuesto de cadena ramificada tiene uno o más lugares donde el átomo de carbono está unido a tres o incluso cuatro átomos de carbono diferentes, formando así una rama o ramificaciones en la cadena.

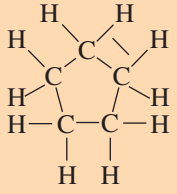
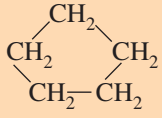
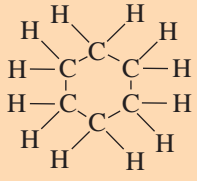
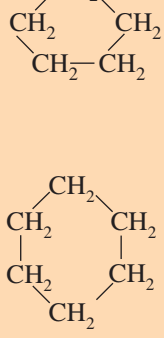
Los átomos de carbono también pueden formar anillos uniéndose entre sí en un círculo. Los ejemplos de compuestos que contienen anillos de átomos de carbono son el ciclopentano (C_5H_{10}) y el ciclohexano (C_6H_{12}). En la tabla 18.3 se muestran las fórmulas estructurales como fórmulas condensadas, donde cada esquina sin anillo representa un —CH_2—. En todas las fórmulas, cada carbono tiene exactamente cuatro *enlaces*, los cuales están arreglados en forma tetraédrica.

18.3 Alcanos

Los **alcanos** también llamados **hidrocarburos saturados** (parafinas), son hidrocarburos alifáticos que tienen la fórmula molecular general C_nH_{2n+2} para los compuestos de cadena abierta. El alcano más simple es el metano (gas natural, CH_4), que tiene la fórmula molecular

Alcanos (hidrocarburos saturados) Forma de hidrocarburos alifáticos que tienen como fórmula molecular general C_nH_{2n+2} para los compuestos de cadena abierta. Cada átomo de carbono tiene una estructura tetraédrica y cuatro enlaces sencillos.

TABLA 18.3 Fórmulas alternativas del ciclopentano y ciclohexano

Ciclopentano (C_5H_{10})			
Ciclohexano (C_6H_{12})			

general con n igual a 1. El propano, el gas que por lo común se utiliza en las estufas domésticas tiene la fórmula C_3H_8, de acuerdo con la fórmula general en la cual n es igual a 3. La gasolina comprende una mezcla de alcanos que contienen de 5 a 10 átomos de carbono más otros compuestos orgánicos que mejoran el funcionamiento del combustible. En los alcanos, todos los átomos de carbono tienen cuatro enlaces sencillos y una geometría tetraédrica (categoría 1). Observe que los cicloalcanos tienen una fórmula general C_nH_{2n}.

En la tabla 18.4 podemos ver los primeros 10 alcanos de cadena continua. El prefijo en el nombre de cada uno de estos hidrocarburos es característico del número de átomos de carbono que tiene la cadena y, como veremos más adelante, estos prefijos se utilizan en la nomenclatura de muchas clases de compuestos orgánicos. Observe que los prefijos del pentano al decano son casi los mismos que se utilizan en la nomenclatura de los compuestos inorgánicos (véase la tabla 7.1) e indican el número de átomos de carbono. Usted *debe* memorizar el nombre y la fórmula estructural de los alcanos que se encuentran en la tabla 18.4.

Si examinamos las fórmulas moleculares de la serie anterior, notaremos que cada compuesto difiere del otro en un átomo de carbono y dos de hidrógeno, un CH_2 o grupo *metileno*. Por ejemplo, el propano (CH_3–CH_2–CH_3) difiere del etano (CH_3–CH_3) en un grupo –CH_2–. El butano (CH_3–CH_2–CH_2–CH_3) difiere del propano (CH_3–CH_2–CH_3) también en un grupo –CH_2–. Cuando en una serie de compuestos cada uno difiere del otro en un *múltiplo*, como un –CH_2–, se le llama **serie homóloga**. Por tanto, la serie del metano al decano es una serie homóloga.

Serie homóloga Serie de compuestos en la que cada compuesto difiere del siguiente por un múltiplo, como puede ser el —CH_2—.

Isómeros

En el párrafo anterior, sólo consideramos los alcanos cuyos átomos de carbono forman una cadena continua y para los cuales escribimos sólo una fórmula estructural. Pero, cuando el número de átomos de carbono en la fórmula molecular de un alcano llega a cuatro o más, es posible escribir más de una fórmula estructural para una fórmula molecular determinada. Para hacer esto es necesario introducir un carbono ramificado. A los compuestos que tienen la *misma* fórmula molecular pero fórmula estructural *diferente*, se les llama **isómeros**. *Cada isómero de una cierta fórmula molecular tiene propiedades físicas y químicas diferentes a*

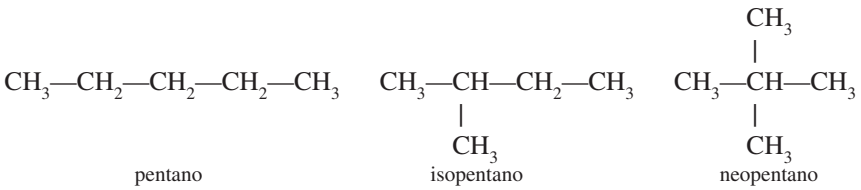
Isómero Compuesto que tiene la misma fórmula molecular pero diferente fórmula estructural. Cada isómero tiene propiedades físicas y químicas diferentes a las de otro isómero con la misma fórmula molecular.

TABLA 18.4 Los alcanos, desde el metano hasta el decano

Nombre[a]	Fórmula molecular	n	Fórmula estructural condensada
Metano	CH_4	1	CH_4
Etano	C_2H_6	2	CH_3CH_3
Propano	C_3H_8	3	$CH_3CH_2CH_3$
Butano	C_4H_{10}	4	$CH_3CH_2CH_2CH_3$
Pentano	C_5H_{12}	5	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$
Hexano	C_6H_{14}	6	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$
Heptano	C_7H_{16}	7	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$
Octano	C_8H_{18}	8	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$
Nonano	C_9H_{20}	9	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$
Decano	$C_{10}H_{22}$	10	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$

[a] Los hidrocarburos, desde el butano al decano, se llamaron inicialmente n-butano a n-decano, en donde la n significa normal, que quiere decir que los átomos de carbono forman una cadena continua.

las de cualquier otro isómero de la misma fórmula molecular. Por ejemplo, considere los tres isómeros del pentano (C_5H_{12}):



Aunque todos estos isómeros tienen la fórmula C_5H_{12}, sus fórmulas estructurales son diferentes. Además, estos isómeros difieren en sus características diferenciales como son el punto de ebullición y de fusión.

ISÓMERO	PUNTO DE EBULLICIÓN	PUNTO DE FUSIÓN
Pentano	36°C	−130°C
Isopentano	28°C	−160°C
Neopentano	9°C	−20°C

Para representar los isómeros de los alcanos pueden ser útiles las siguientes pautas:

1. Dibuje un esqueleto de átomos de carbono (no incluya los átomos de hidrógeno) y utilice todos los carbonos para formar una cadena *continua.*
2. Elimine *un* átomo de carbono (C) del final de la cadena y colóquelo sobre otro átomo de carbono, de tal forma que el nuevo esqueleto sea diferente al anterior. Repita este procedimiento hasta agotar todas las posibilidades para reubicar *un* átomo de carbono.
3. Enseguida, si es necesario, elimine *dos* átomos de carbono del esqueleto de cadena continua que dibujó según la pauta 1 y reubíquelos como átomos de carbono *individuales* o como un fragmento de *dos carbonos* sobre otros carbonos de la cadena. Escriba todos los esqueletos *diferentes* posibles reubicando dos átomos de carbono. Continúe con este procedimiento, si es necesario, con *tres* átomos de carbono hasta que llegue a la cantidad de isómeros que se le indique en el problema. Verifique todos los esqueletos para asegurarse de que son diferentes.
4. Coloque átomos de H en los de C en cada esqueleto que haya dibujado según las pautas 1, 2 y 3; recuerde que *cada átomo de C tiene cuatro enlaces.*

EJEMPLO 18.2 Escriba las fórmulas condensadas de los cinco isómeros del hexano (C_6H_{14}).

RESULTADO

Pauta 1:

(1) C—C—C—C—C—C

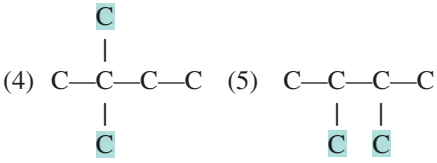
Pauta 2:

(2) C—C—C—C—C
        |
        C

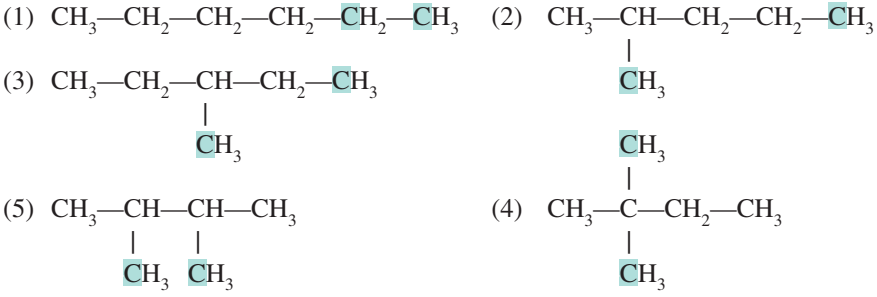
[Si se colocara un carbono al final, como en C—C—C—C—C / | / C este arreglo sería igual a (1)].

(3) C—C—C—C—C
        |
        C

Pauta 3:

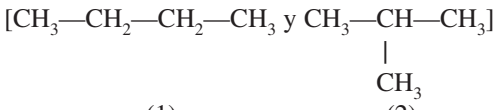


Pauta 4: (Recuerde que cada átomo de carbono tiene cuatro enlaces):



Ejercicio de estudio 18.2

Escriba las fórmulas estructurales condensadas de los dos isómeros del butano (C_4H_{10}).



(1) (2)

Resuelva el problema 6.

Nomenclatura

En los nombres de los pentanos isómeros utilizamos los prefijos *iso-* y *neo-*, los cuales se conocen como *prefijos triviales*. Si utilizamos estos prefijos triviales en los nombres de los hexanos y de los hidrocarburos isoméricos superiores, la nomenclatura de estos compuestos se hace difícil para distinguirlos unos de otros. Por esta razón es necesario un método sistemático de nomenclatura y el que hoy día se prefiere es el que desarrolló durante años la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (*International Union of Pure and Applied Chemistry, IUPAC*). Básicamente, este sistema utiliza nombres formados por dos partes. La porción *terminal* es el nombre de la cadena continua más larga que hay en la molécula, la *cadena principal*, y la primera porción es el nombre de los *grupos sustituyentes* que están unidos a la cadena principal.

Antes de ver este sistema con mayor detalle, debemos considerar la nomenclatura de los grupos alquilo, que con frecuencia son los sustituyentes en las "cadenas principales". Los **grupos alquilo** se derivan al eliminar un átomo de hidrógeno de un alcano y habitualmente se representan con el símbolo **R.** Su nombre se forma por lo regular reemplazando la terminación **-ano** de alcano por **-ilo**, en el caso de los hidrocarburos más sencillos. En los hidrocarburos de cadena continua superiores al etano, la palabra "alquilo" se reserva sólo para el grupo alquilo que se obtiene al eliminar un átomo de hidrógeno de los átomos de carbono *terminales*. Así tenemos

Grupo alquilo Grupo hidrocarburo que se obtiene eliminando un átomo de hidrógeno de un alcano. Por lo regular se representan con el símbolo **R**.

CH_4 es met*ano*	CH_3— es metilo
CH_3—CH_3 es et*ano*	CH_3—CH_2— es etilo
CH_3—CH_2—CH_3 es prop*ano*	CH_3—CH_2—CH_2— es propilo
CH_3—CH_2—CH_2—CH_3 es but*ano*	CH_3—CH_2—CH_2—CH_2— es butilo
CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3 es pent*ano*	CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2— es pentilo
CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3 es hex*ano*	CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2— es hexilo

La nomenclatura de los grupos alquilo isómeros del propilo, butilo, pentilo, etc., es más difícil, pero se ha desarrollado un método trivial adecuado para los nombres de estos grupos. Los grupos son isopropilo, *sec*–butilo, isobutilo y *ter*–butilo. Usted *debe* aprender los nombres triviales de los grupos alquilo sencillos que se resumen en la tabla 18.5.

Para comprender el uso de estos términos, considere el propilo y el isopropilo de los grupos alquilo. Estos **dos** grupos propilo isómeros (ambos son C_3H_7) pueden derivarse del propano eliminando un átomo de hidrógeno de uno de los carbonos terminales (H en rojo) para dar el grupo *propilo* o del carbono intermedio (H en azul) para dar el grupo *isopropilo:*

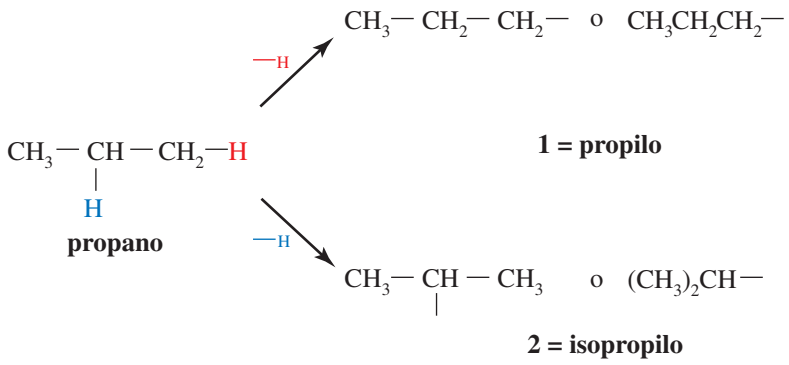
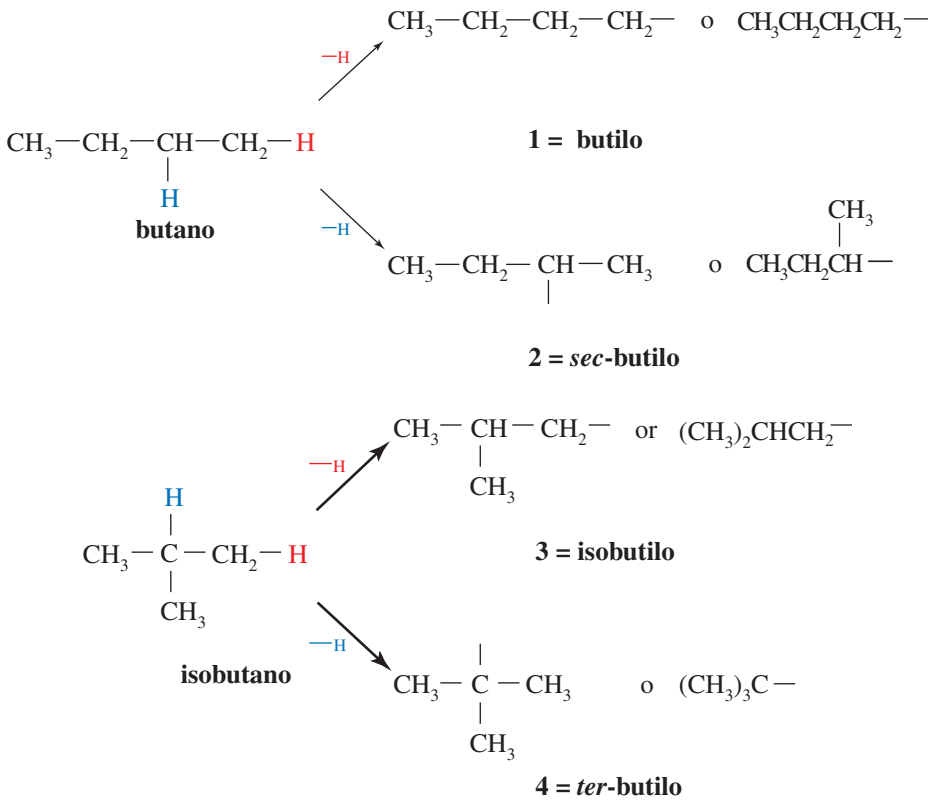


TABLA 18.5 **Resumen de los grupos alquilo sencillos y sus nombres triviales**

GRUPO ALQUILO	NOMBRE TRIVIAL
CH_3—	metilo
CH_3—CH_2—	etilo
CH_3—CH_2—CH_2—	propilo
CH_3—CH(—CH_3)—	isopropilo
CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—	butilo
CH_3—CH_2—CH(—CH_3)—	*sec*-butilo
CH_3—CH(CH_3)—CH_2—	isobutilo
CH_3—C(CH_3)(CH_3)—	*ter*-butilo

De la misma manera, las estructuras de los **cuatro** grupos butilo isoméricos se derivan de los *dos* butanos, el butano y el isobutano, eliminando los átomos de hidrógeno apropiados:



Debido a que existen dos grupos butilo que se derivan del butano y dos del isobutano, es necesario diferenciar para nombrarlos en forma adecuada. Los grupos alquilo pueden clasificarse en tres tipos diferentes según el tipo de átomo de carbono (C) al que estén unidos:

R—CH_2—	primario (1°)	Unido a *un* grupo alquilo (R) y dos átomos de hidrógeno
R, R>CH—	secundario (2°)	Unido a *dos* grupos alquilo (R) y un átomo de hidrógeno
R, R, R>C—	terciario (3°)	Unido a *tres* grupos alquilo (R) y sin átomos de hidrógeno

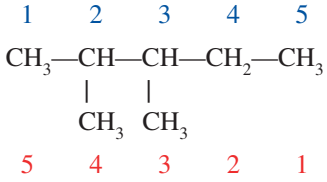
Ahora es posible utilizar los siguientes términos para describir los cuatro grupos butilo diferentes que mencionamos antes.

- ✔ Butilo primario o butilo — $CH_3CH_2CH_2CH_2$—
- ✔ Butilo secundario o *sec*-butilo (se lee "butilo secundario") — CH_3CH_2CH— (con CH_3 debajo)

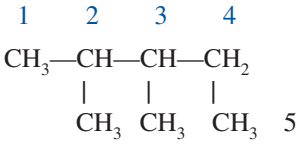
- ✔ Isobutilo primario o isobutilo $(CH_3)_2CHCH_2$—
- ✔ Butilo terciario o *ter*-butilo (se lee "butilo terciario") $(CH_3)_3C$—

Además de conocer los nombres de los sustituyentes, necesitamos familiarizarnos con el sistema IUPAC para nombrar compuestos orgánicos. Un nombre IUPAC tiene dos partes: (1) la parte *terminal* que especifica la cadena continua más larga (la cadena *principal*) y (2) la parte *inicial* que especifica los sustituyentes que están unidos a la cadena principal. Los nombres de IUPAC para los alcanos los escribimos utilizando las siguientes seis reglas:

1. Los hidrocarburos alcanos tienen la terminación **-ano.**
2. La cadena de carbonos continua más larga es la estructura principal. Por ejemplo, si la cadena de átomos de carbono continua más larga es **5**, la estructura principal se llama *pentano*. Ésta es la parte terminal del nombre IUPAC. Considere el siguiente ejemplo:



   El nombre de la estructura principal es *pentano.* Esta cadena continua más larga puede escribirse como una "cadena lineal" pero también puede estar ramificada como sigue:



   El nombre de la estructura principal todavía es *pentano*. *Si la cadena se encuentra en forma de anillo, utilice el prefijo* ***ciclo-.***
3. Se numeran los átomos de carbono presentes en la cadena, comenzando por el extremo más cercano al grupo o los grupos que están unidos a la estructura principal para que los números menores correspondan al carbono o carbonos que tienen un grupo unido. En este ejemplo, los dos grupos metilo (CH_3) están unidos a los carbonos 2 y 3 (números en azul) o 3 y 4 (números en rojo). Utilice la numeración de color azul para obtener la *serie* de números *más pequeños.*
4. Al grupo unido a la estructura principal, cuando se trata del hidrógeno, se le da *nombre* y *número* al mismo tiempo. Los halógenos que están unidos a la estructura principal se denominan *cloro-* (para Cl), *bromo-* (para Br) y *yodo-* (para I). El grupo NO_2 se nombra *nitro-*. Los grupos alquilo se nombran según sus nombres triviales aceptados; véase la tabla 18.5.
5. Si en una molécula aparece como sustituyente un *mismo* grupo más de una vez, se utilizan los prefijos *di-, tri-, tetra-* y *penta-* para indicar el número de veces que aparece este grupo (dos, tres, cuatro o cinco veces, respectivamente) y la posición de estos grupos en la estructura principal numerada se indica con un *orden numérico ascendente*. *Cada grupo* debe tener un número que indique su posición en la estructura principal, aún si se trata del mismo número. En el caso anterior, en el pentano aparecen dos grupos metilo y por tanto, utilizamos un *di-* para llamarlo dimetilo. Observe que utilizamos una coma (,) entre los

números y un guión (-) entre el número y el nombre. Entonces, el nombre IUPAC correcto para el compuesto anterior es 2,3-dimetilpentano.

6. Si más de un *tipo de grupo* se encuentra unido a la estructura principal, en el nombre del compuesto se colocan los nombres de los grupos en orden alfabético. Sin embargo, al determinar este orden alfabético, los prefijos *di-, tri-, tetra-* deben ignorarse, pues sólo denotan la cantidad de grupos iguales, así como los prefijos *sec-* y *ter-*. Para determinar el orden alfabético se utiliza el nombre real del grupo seguido por el prefijo. Al prefijo *iso-* no se le coloca el guión y sí se utiliza para determinar la secuencia alfabética. En la siguiente lista de grupos, la letra que determina el orden alfabético se resalta con letras **negritas:** *sec*-**b**util, *ter*-**b**util, di**c**loro, tetra**e**til, **i**sopropil, tri**m**etil.

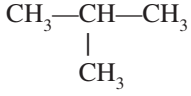
Clave del estudio: Piense en la nomenclatura de los alcanos como si fuera un tendedero de ropa. La parte terminal (cadena principal) es el tendedero, y los sustituyentes son las ropas unidas a él. Las ropas tienen *nombre y posición* (número) en cuanto al lugar que ocupan en el tendedero.

Clave del estudio: La parte c es algo engañosa. La cadena continua más larga está *doblada* y contiene *seis* átomos de carbono, ¡no cinco!

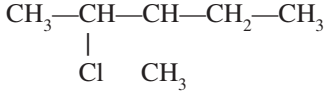
EJEMPLO 18.3

Escriba el nombre IUPAC para cada uno de los siguientes compuestos:

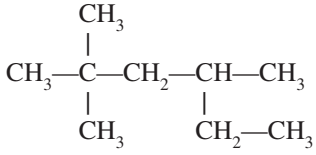
Respuesta

a. 

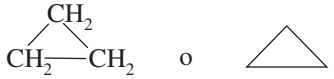
2-metilpropano

b. 

2-cloro-3-metilpentano
(Observe el orden alfabético de los sustituyentes)

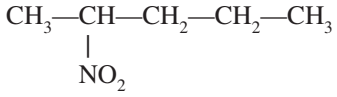
c. 

2,2,4-trimetilhexano

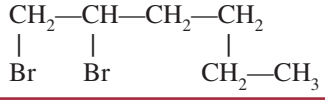
d. 

ciclopropano
(Observe que cada vértice representa un $-CH_2-$)

Ejercicio de estudio 18.3
Escriba el nombre IUPAC de los siguientes compuestos:

a. 

2-nitropentano

b. 

(1,2-dibromohexano)

Resuelva el problema 7.

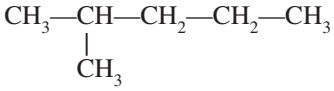
Ahora que ya sabemos cómo nombrar los alcanos, debemos ser capaces de escribir la fórmula estructural de un compuesto conociendo su nombre. Esto lo hacemos siguiendo tres pasos:

1. Se escribe la cadena o anillos de átomos de carbono que forma la estructura principal.
2. Se colocan los grupos en la estructura principal.
3. Se colocan los átomos de hidrógeno necesarios en los átomos de carbono, de modo que cada carbono tenga *cuatro* enlaces covalentes.

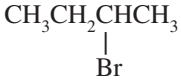
EJEMPLO 18.4 Escriba la fórmula estructural de cada uno de los siguientes compuestos:

Respuesta

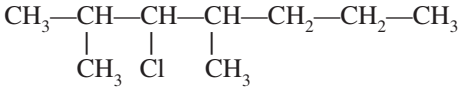
a. 2-metilpentano



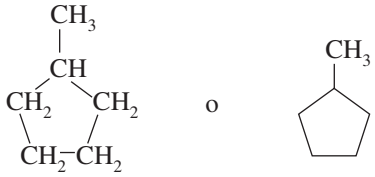
b. 2-bromobutano



c. 3-cloro-2,4-dimetilheptano



d. metilciclopentano



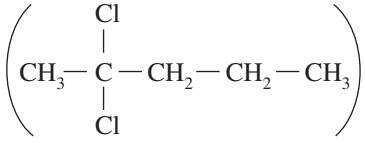
o

(Todas las posiciones en el anillo son equivalentes, por lo que el $-CH_3$ puede estar unido a cualquiera de los átomos de carbono en el anillo del ciclopentano. No es necesario numerar *un* sustituyente).

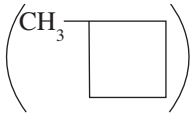
Ejercicio de estudio 18.4

Escriba la fórmula estructural de cada uno de los siguientes compuestos:

a. 2,2-dicloropentano



b. metilciclobutano



Resuelva el problema 8.

Usos y reacciones de los alcanos

Los alcanos se utilizan en la producción de algunos materiales comunes. Por ejemplo, el ciclohexano es el principal material orgánico utilizado en la preparación del nylon, y el hexano se utiliza en la extracción de aceites comunes como el aceite de soya, de cacahuate y de semilla de algodón.

Sin embargo, el uso más importante de los alcanos es como combustible para los motores de combustión interna y para la calefacción de edificios. Los automóviles, autobuses, camiones, aviones y motocicletas queman mezclas de combustible que en gran parte están compuestos de alcanos. El gas natural (metano) y el gas licuado de petróleo (propano y los butanos) suministran gran parte del calor que se utiliza en los hogares y las empresas.

La gasolina se compone de una mezcla de alcanos que contienen de 5 a 10 (en su mayor parte de 7 a 9) átomos de carbono por molécula. Además se adicionan otras sustancias para un mejor funcionamiento en el motor. El queroseno se utiliza en la formulación del

diesel y del combustible para aviones de propulsión a chorro, es una mezcla de alcanos que contienen de 10 a 15 átomos de carbono por molécula. Se emplean distintas formulaciones para diferentes propósitos.

Por supuesto, la combustión (véase la sección 13.5) es la reacción más importante de los alcanos puesto que es la base para el uso de los alcanos como combustible. La siguiente reacción más importante de los alcanos es con el cloro o el bromo. Este proceso, que se llama **halogenación**, es una *reacción de sustitución* en la que un átomo de cloro o de bromo reemplaza a un átomo de hidrógeno en un alcano. La cloración del metano sirve como ejemplo:

Halogenación Reacción de sustitucion en la que un átomo de hidrógeno de un alcano se sustituye por un átomo de cloro o de bromo.

$$\underset{\text{metano}}{CH_4(g)} + Cl_2(g) \xrightarrow[\text{luz}]{\Delta \text{ o}} \underset{\text{clorometano}}{CH_3{-}Cl(g)} + \underset{\substack{\text{cloruro de}\\ \text{hidrógeno}}}{H{-}Cl(g)} \qquad (18.1)$$

Una ecuación más general para este proceso es

$$\begin{array}{c} R \\ | \\ R{-}C{-}H \\ | \\ R \end{array} + X{-}X \xrightarrow[\text{luz}]{\Delta \text{ o}} \begin{array}{c} R \\ | \\ R{-}C{-}X \\ | \\ R \end{array} + HX(g) \qquad (18.2)$$

(R = alquilo o H) X = Cl o Br

El clorometano se emplea en la producción de metilcelulosa, un producto que se utiliza de manera cotidiana. La metil celulosa se aprovecha como espesante en cosméticos, champúes, lociones, detergentes y muchos otros materiales de uso cotidiano. Un subproducto de la reacción de cloración anterior (18.1) es el diclorometano (CH_2Cl_2), que se utiliza en los removedores de pintura.

Ejercicio de estudio 18.5

Complete y balancee la ecuación de *mono*halogenación de la siguiente reacción química:

Resuelva el problema 9.

$$CH_3{-}CH_3 + Cl_2 \xrightarrow[\text{luz}]{\Delta \text{ o}}$$

[$CH_3{-}CH_3 + Cl_2 \xrightarrow[\text{luz}]{\Delta \text{ o}} CH_3{-}CH_2{-}Cl(g) + HCl(g)$

18.4 Alquenos

Alquenos Forma de hidrocarburos alifáticos no saturados que tienen como fórmula molecular general C_nH_{2n} para los compuestos de cadena abierta, un doble enlace carbono-carbono y estructura plana.

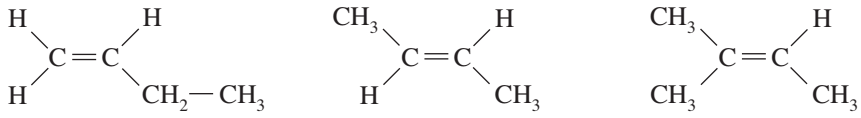
Hidrocarburos no saturados Hidrocarburos que contienen menos hidrógeno que el que corresponde a los alcanos. Contienen un doble o triple enlace; por ejemplo, los alquenos y los alquinos.

Los **alquenos** son hidrocarburos alifáticos que tienen como fórmula general C_nH_{2n} para los compuestos de cadena abierta. Esta fórmula difiere de la del alcano C_nH_{2n+2} en dos átomos de hidrógeno. Así, los alquenos contienen *dos hidrógenos menos* que el alcano que contiene el mismo número de átomos de carbono. Como resultado, todos los alquenos tienen un *doble enlace* (categoría 2). Los alquenos se conocen como **hidrocarburos insaturados** porque contienen menos hidrógeno que el alcano correspondiente.

El alqueno más sencillo es el etileno, el cual sigue la fórmula molecular general, *n* es igual a 2. Como vimos en la sección 18.2, un doble enlace forma una figura plana y todos los ángulos de enlace son de 120°:

$$\begin{array}{ccc} H & & H \\ \diagdown & & \diagup \\ & C{=}C & \\ \diagup & & \diagdown \\ H & & H \end{array} \quad \text{o} \quad CH_2{=}CH_2$$

Todos los alquenos contienen un doble enlace con estas mismas características, que puede estar al final de la cadena (terminal), en medio, o en un punto ramificado de la misma:

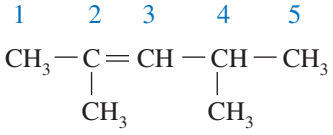


Clave del estudio: Los cicloalcanos también tienen una fórmula general C_nH_{2n}. No se confunda con esta similitud. Los cicloalcanos no tienen un doble enlace.

Nomenclatura

Algunos de los alquenos han utilizado nombres triviales, como etileno ($CH_2{=}CH_2$), propileno ($CH_2{=}CH{-}CH_3$) e isobutileno [$(CH_3)_2C{=}CH_2$]. Estos nombres no se utilizan en el sistema IUPAC. Podemos nombrar a los alquenos mediante el sistema IUPAC en la forma siguiente:

1. Todos los hidrocarburos alquenos tienen la terminación **-eno**. Así, el etileno tiene el nombre IUPAC de *eteno.*
2. La cadena continua de carbonos más larga que *contiene el doble enlace* es la estructura *principal.* Por ejemplo, si la cadena continua de átomos de carbono que contiene el doble enlace es de **5** átomos de carbono, la estructura principal se llama *penteno*. Considere el siguiente ejemplo:

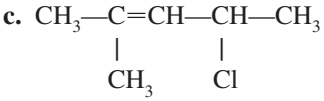


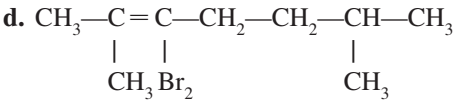
3. Los átomos de carbono que están en esta cadena se numeran de tal forma que el doble enlace quede con el *número más pequeño* posible, sin importar los grupos que están unidos a la estructura principal. En el ejemplo anterior, el número más pequeño para el doble enlace lo obtenemos al numerar de izquierda a derecha. Así, tenemos un 2-penteno y no un 3-penteno.
4. La posición de doble enlace se indica colocando el número del primer átomo de carbono que forma el enlace antes del nombre de la estructura principal; con este procedimiento el penteno anterior sería 2-penteno.
5. A los grupos que se encuentran unidos a la estructura principal, cuando no se trata del hidrógeno, se les da un *nombre* y un *número*, tal como se hizo con los alcanos, y se colocan en orden alfabético. Para el compuesto anterior, el nombre IUPAC correcto es 2,4-dimetil-2-penteno.

Clave del estudio: El doble enlace tiene prioridad sobre los sustituyentes y su posición se indica con el átomo de carbono de número más bajo. En los alcanos el (los) sustituyente(s) tienen prioridad, pero en los alquenos la tiene el doble enlace.

EJEMPLO 18.5 Escriba el nombre IUPAC de cada uno de los siguientes compuestos:

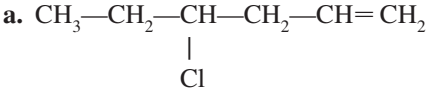
	Respuesta
a. $CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_3$	1-buteno
b. $CH_3{-}CH{=}CH{-}CH_2{-}CH_3$	2-penteno

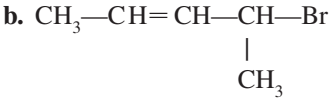
c.  4-cloro-2-metil-2-penteno

d.  3-bromo-2,6-dimetil-2-hepteno

Ejercicio de estudio 18.6

Escriba el nombre IUPAC de los siguientes compuestos:

a.  (4-cloro-l-hexeno)

b.  (4-bromo-2-penteno)

Resuelva el problema 10.

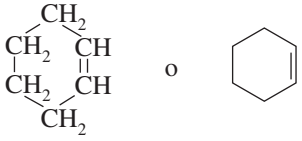
Para escribir la estructura de los alquenos a partir de sus nombres, seguimos los mismos pasos que realizamos con los alcanos, *excepto que* colocamos el *doble enlace* en la posición adecuada dentro de la estructura principal.

EJEMPLO 18.6 Escriba la fórmula estructural de cada uno de los siguientes compuestos:

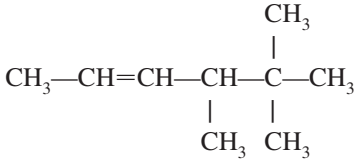
Respuesta

a. propeno — $CH_2{=}CH{-}CH_3$

b. 1-penteno — $CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$

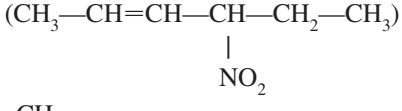
c. ciclohexeno — 

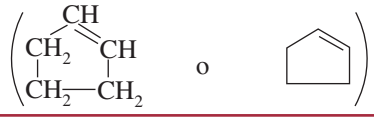
(Todas las posiciones en el anillo son equivalentes, por tanto, el doble enlace puede estar entre cualquier par de átomos de carbono en el anillo ciclohexeno. No es necesario ningún número en el nombre).

d. 4,5,5-trimetil-2-hexeno — 

Ejercicio de estudio 18.7

Escriba la fórmula estructural de cada uno de los siguientes compuestos:

a. 4-nitro-2-hexeno — 

b. ciclopenteno — 

Resuelva el problema 11.

Usos y reacciones de los alquenos

El uso más importante de los alquenos es como materia prima o *material de alimentación* para algunos plásticos útiles. Así, el etileno es importante para todo lo que se pueda elaborar con él. El material más común que se ha elaborado a partir del etileno es un *polímero* que se conoce como *poli*etileno. Un **polímero** es una sustancia constituida por miles de moléculas más pequeñas (monómeros) que se unen para formar una molécula gigante. (*Poli* significa "muchos" y *mer* viene del griego que significa "partes".) El polietileno es un polímero que se forma a partir de moléculas más pequeñas de etileno. Los plásticos, adhesivos y hules sintéticos son polímeros.

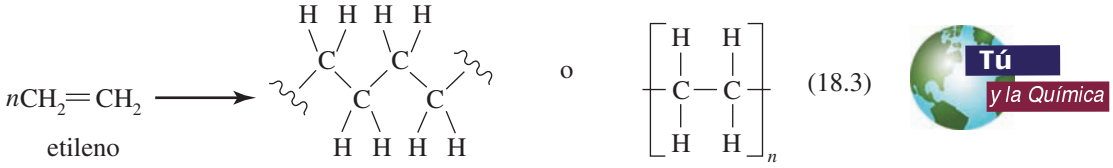
Polímero Sustancia formada por miles de moléculas más pequeñas (monómeros) que se han unido para formar una molécula gigante.

Los polímeros se forman a partir de monómeros que reaccionan para formar moléculas de cadena larga con masas moleculares elevadas. Los **polímeros de adición** son polímeros que se forman a partir de monómeros alquenos que se unen mediante el rompimiento de una parte del doble enlace y la formación de dos nuevos enlaces sencillos.

Polímeros de adición Polímeros que se forman a partir de los monómeros de los alquenos, que se unen entre sí rompiendo una parte del doble enlace y formando dos nuevos enlaces sencillos.

Las cadenas largas que así se forman son materiales completamente nuevos con propiedades nuevas y con frecuencia muy útiles. *Tres* de estos polímeros son el polietileno, el Teflón y el cloruro de polivinilo.

El polietileno se forma a partir del monómero etileno, utilizando como catalizador un peróxido orgánico, calor y presión. La ecuación para esta reacción es la siguiente:

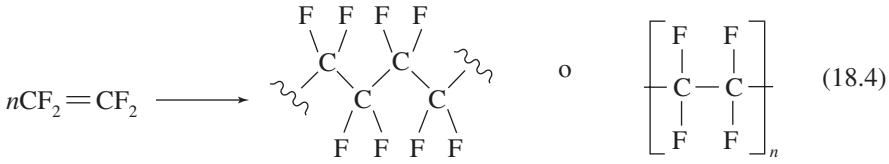


(18.3)

En la fórmula del polietileno, la *n* indica una cantidad grande de unidades de monómeros, con las cuales llega a tener una masa molecular de cerca de 1,000,000 uma. El polietileno se utiliza para la elaboración de bolsas de plástico, botes de basura, recipientes para leche, botellas flexibles y una gran cantidad de otros artículos de uso común (véase la figura 18.5).

El Teflón se forma a partir del monómero tetrafluoroetileno, utilizando como catalizador peróxido de hidrógeno y iones de hierro(III). La ecuación de esta reacción es

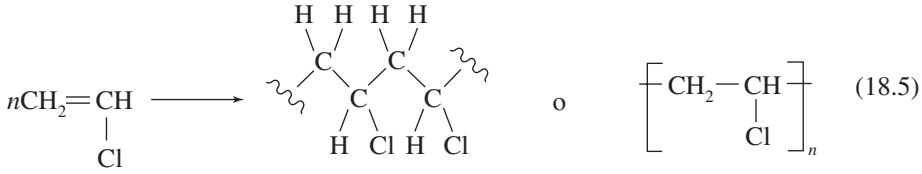
FIGURA 18.5
Diversos materiales de polietileno.



(18.4)

El Teflón resiste la mayoría de los tipos de acciones químicas y puede soportar temperaturas elevadas. Se utiliza en los utensilios de cocina antiadherentes, en los cojines que no se lubrican y como aislante (véase la figura 18.6).

El cloruro de polivinilo (PVC) se forma a partir del monómero cloruro de vinilo, utilizando un peróxido orgánico como catalizador y, además, calor. La ecuación para la reacción es



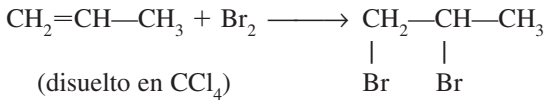
(18.5)

cloruro de vinilo

El cloruro de polivinilo tiene una masa molecular de cerca de 1,500,000 uma. Se utiliza para fabricar losetas vinílicas, tuberías para instalaciones hidráulicas, impermeables, cortinas para baño y mangueras de riego para jardín (véase la figura 18.7).

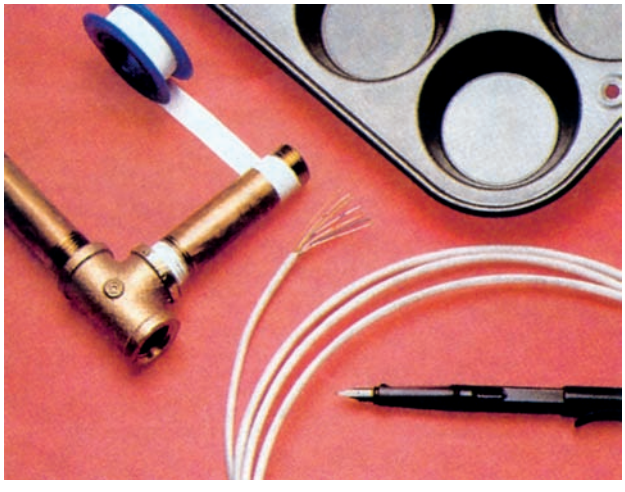
Esta participación de sólo uno de los enlaces del doble enlace en una reacción es característico de los alquenos. Este tipo de reacción se llama *reacción de adición.* Una **reacción de adición** es una reacción de combinación en la cual un alqueno reacciona con bromo o con cloro para dar un compuesto dibromado o diclorado, respectivamente. La reacción se lleva a cabo a temperatura ambiente.

Reacción de adición Forma de reacción de combinación en la que un alqueno y el bromo o el cloro reaccionan para dar compuestos dibromo —o dicloro—, respectivamente.



(18.6)

FIGURA 18.6
Materiales de Teflón.



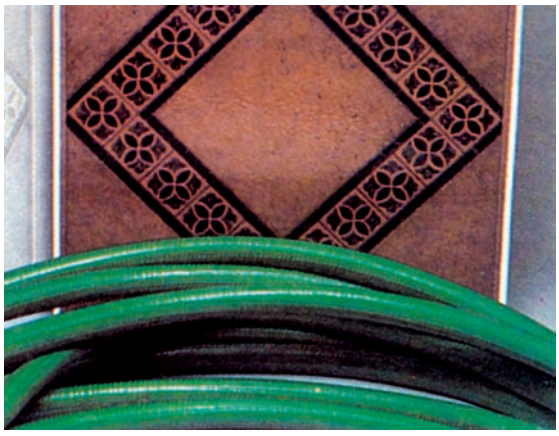
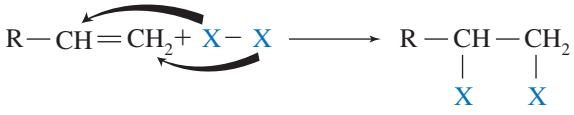


FIGURA 18.7
Materiales elaborados con cloruro de polivinilo.

Una ecuación más general para este proceso es la siguiente:



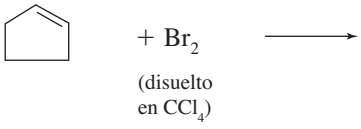
(18.7)

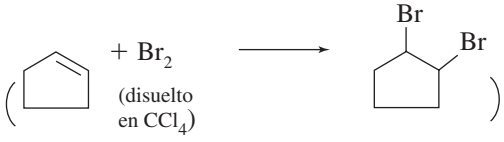
R = alquilo o H; X = Br o Cl

Clave del estudio: En los alcanos la halogenación se lleva a cabo mediante una *reacción de sustitución* para formar (1) un compuesto haluro orgánico y (2) un halogenuro de hidrógeno gaseoso (HX) en presencia de calor o de luz. En los alquenos la halogenación se lleva a cabo mediante una *reacción de adición* para formar un compuesto dihaloorgánico (un producto), y la reacción se realiza a temperatura ambiente.

Resuelva el problema 12.

Ejercicio de estudio 18.8
Complete y balancee la ecuación de la siguiente reacción química:





18.5 Alquinos

Los **alquinos** son los hidrocarburos alifáticos que tienen como fórmula molecular general C_nH_{2n-2} para los compuestos de cadena abierta. Al igual que los alquenos, los alquinos son hidrocarburos insaturados porque la cantidad de hidrógenos es menor a la de la fórmula de los alcanos, C_nH_{2n+2}. Sin embargo, en el caso de los alquinos, faltan *cuatro* átomos de hidrógeno en relación con el alcano que contiene el mismo número de átomos de carbono. Como resultado, todos los alquinos tienen un *triple enlace* (categoría 3).

Alquinos Forma de hidrocarburo alifático no saturado; tiene la fórmula molecular general C_nH_{2n-2} para los compuestos de cadena abierta, un triple enlace carbono-carbono y estructura lineal.

El alquino más sencillo es el acetileno, el cual sigue la fórmula molecular general, con *n* igual a 2. Como vimos en la sección 18.2, un triple enlace es lineal, y el ángulo de enlace H—C—C es de 180°.

H—C≡C—H o HC≡CH

Todos los alquinos tienen un triple enlace con estas mismas características. El triple enlace puede estar al final de la cadena (terminal) o en medio de la misma, pero *no* en un punto ramificado:

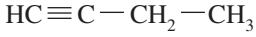
Nomenclatura

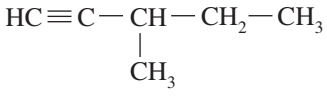
El sistema IUPAC utiliza las cinco reglas siguientes para dar nombre a los alquinos:

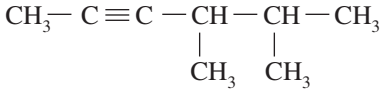
1. Todos los hidrocarburos alquinos tienen la terminación **-ino**. Por esto el nombre IUPAC del acetileno es *etino*.
2. La estructura principal es la cadena de átomos de carbono continua más larga que *contiene el triple enlace.*
3. Los átomos de carbono de esta cadena se numeran de modo tal que los carbonos que forman el triple enlace tengan el número más pequeño posible.
4. La posición del triple enlace se indica colocando el número del primer átomo de carbono que forma el enlace antes del nombre de la estructura principal.
5. A los grupos que se encuentran unidos a la estructura principal se les da *nombre y número* y se los coloca en orden alfabético.

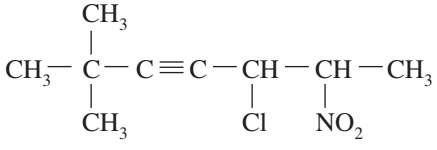
EJEMPLO 18.7 Escriba el nombre IUPAC de cada uno de los siguientes compuestos:

Respuesta

a.  1-butino

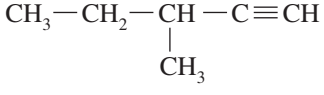
b.  3-metil-1-pentino

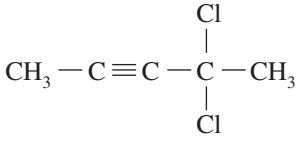
c.  4,5-dimetil-2-exino

d.  5-cloro-2,2-dimetil-6-nitro-3-heptino

Ejercicio de estudio 18.9

Escriba el nombre IUPAC de cada uno de los siguientes compuestos:

a.  (3-metil-1-pentino)

b.  (4,4-dicloro-2-pentino)

Resuelva el problema 13.

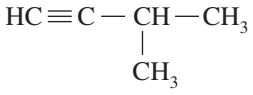
Para escribir las estructuras de los alquinos a partir de sus nombres, seguimos los mismos pasos que con los alquenos, *excepto* que en la estructura principal colocamos el *triple enlace* en la posición correcta.

EJEMPLO 18.8 Escriba la fórmula estructural de cada uno de los siguientes compuestos:

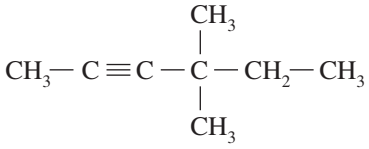
Respuesta

a. 2-pentino

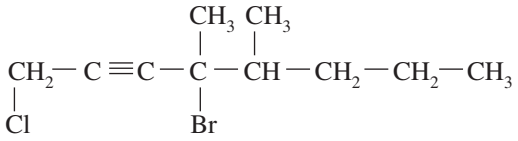
b. 3-metil-1-butino



c. 4,4-dimetil-2-hexino



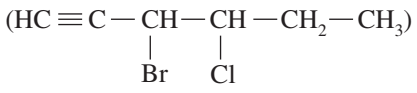
d. 4-bromo-1-cloro-4, 5-dimetil-2-octino



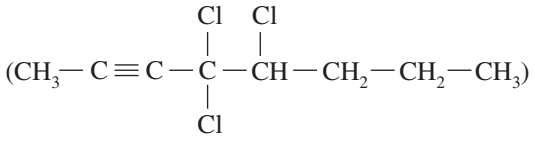
Ejercicio de estudio 18.10

Escriba la fórmula estructural de cada uno de los siguientes compuestos:

a. 4-cloro-3-bromo-1-hexino



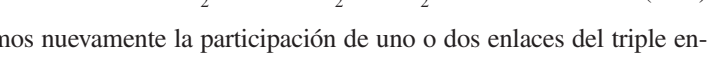
b. 4,4,5-tricloro-2-octino



Resuelva el problema 14.

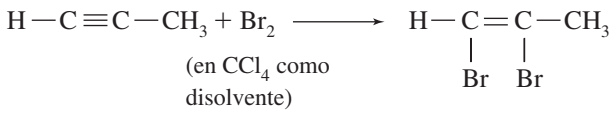
Usos y reacciones de los alquinos

Al igual que el etileno, el acetileno es materia prima importante de la industria química. Se utiliza en la preparación de diversos compuestos orgánicos necesarios para la síntesis de productos agrícolas y farmacéuticos. El acetileno también suele utilizarse como combustible, particularmente en el soplete de oxiacetileno. El acetileno se quema en presencia del oxígeno para dar una flama muy caliente que se utiliza para la soldadura a temperaturas elevadas.



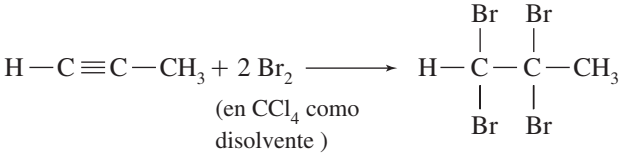
(18.8)

En los alquinos vemos nuevamente la participación de uno o dos enlaces del triple enlace en una reacción. El primero y segundo enlaces de un triple enlace reaccionan con bromo o cloro, pero permanece todavía un enlace sencillo después de la reacción. Las moléculas de bromo se adicionan una cada vez y, si así se prefiere, es posible detener la reacción después de una adición limitando la cantidad de bromo. Las reacciones son *reacciones de adición* como las que observamos en los alquenos. Mediante una cantidad limitada de bromo obtenemos un dibromo alqueno.



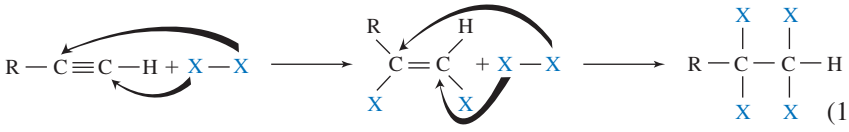
(18.9)

Si hay un exceso de bromo o de cloro, se adicionan 2 mol para romper los dos enlaces del triple enlace.



(18.10)

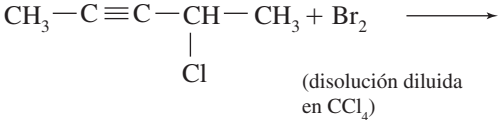
Una ecuación más general para este proceso es la siguiente:

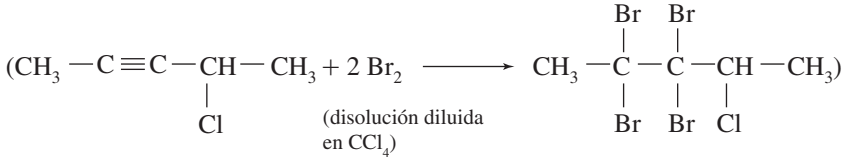


(18.11)

R = alquino o H; X = Cl o Br

Ejercicio de estudio 18.11
Complete y balancee la ecuación de la siguiente reacción química:





Resuelva el problema 15.

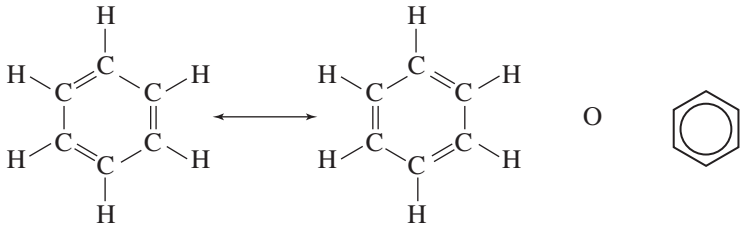
18.6 Hidrocarburos aromáticos

Hidrocarburos aromáticos Hidrocarburos que tienen un anillo de seis átomos de carbono (*anillo bencénico*) y dobles enlaces alternos cabono-carbono dentro de este anillo.

Anillo de benceno Estructura característica de los hidrocarburos aromáticos; es un hexágono regular (de lados iguales) con dobles enlaces alternos alrededor del anillo.

Los **hidrocarburos aromáticos** son hidrocarburos que tienen un anillo de seis átomos de carbono y dobles enlaces carbono-carbono alternos dentro de este anillo. Estos compuestos merecen su nombre porque muchos de ellos —los que dan su olor a la canela, la vainilla y el aceite de gaulteria (también llamado esencia de wintergreen), por ejemplo— tienen un olor agradable. Sin embargo, no todos los compuestos aromáticos tienen un olor agradable. El tolueno, que se utiliza como un componente del pegamento de aviones, es más bien desagradable, así como peligroso olerlo durante un largo periodo de tiempo.

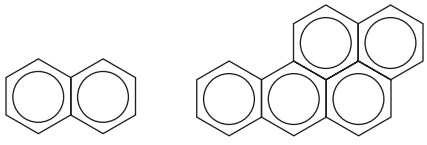
Si bien no están clasificados por su olor, los hidrocarburos aromáticos comparten una base estructural que se conoce como **anillo bencénico**. La fórmula estructural para el benceno (C_6H_6) es un hexágono regular (de lados iguales) con dobles enlaces alternos alrededor del anillo. Esta fórmula puede representarse de diversas maneras:



Las estructuras de la izquierda y del medio sólo difieren en que los carbonos están unidos por enlaces sencillos, los que a su vez están unidos por dobles enlaces. Se utiliza una flecha doble (⟷) entre las primeras dos estructuras para mostrar su equivalencia. Para representar estas dos estructuras posibles, utilizaremos la estructura que se encuentra en el lado derecho, la cual es un círculo dentro de un hexágono regular.

Todos los carbonos en el anillo bencénico tienen tres enlaces covalentes: un doble enlace y dos enlaces sencillos (categoría 2). Así, el anillo de benceno es plano, como se muestra en el modelo de barras y esferas de la figura 18.8.

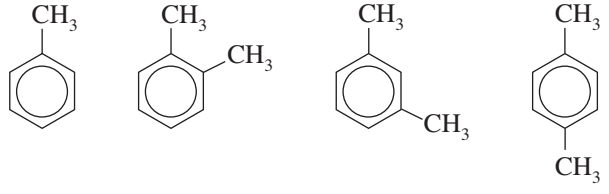
Otros hidrocarburos aromáticos consisten en anillos de benceno unidos entre sí. Dos de estos compuestos son: (1) el naftaleno y (2) el benzo[*a*]pireno.



naftaleno benzo[*a*]pireno

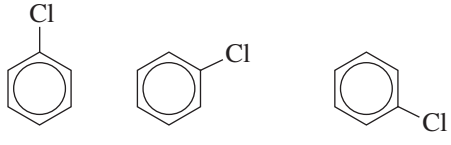
Nomenclatura

Los hidrocarburos aromáticos se nombran como derivados del benceno; sin embargo, la IUPAC reconoce todavía los nombres triviales de algunos de ellos. Unos cuantos de estos nombres triviales son



tolueno *o*-xileno *m*-xileno *p*-xileno

En el sistema IUPAC, podemos nombrar los compuestos aromáticos que tienen **un** grupo *sustituyente* combinando el nombre del grupo con el término *benceno*. Ya que en el benceno *todos* los átomos de hidrógeno son equivalentes, este grupo puede estar en cualquier posición. Las siguientes estructuras se llaman *clorobenceno* y todas representan el mismo compuesto.



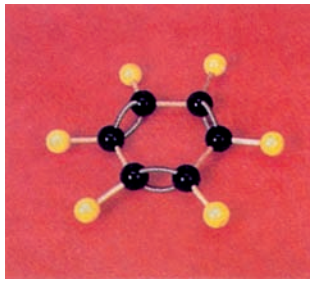
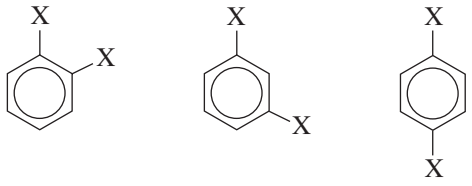


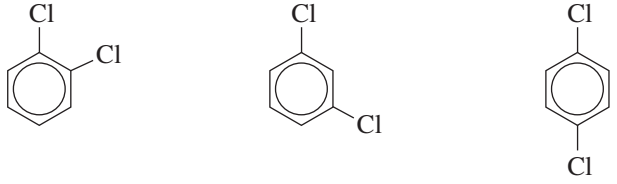
FIGURA 18.8
Modelo de barras y esferas del benceno (C_6H_6). Observe que todos los átomos se encuentran en el mismo plano, formando la molécula "plana".

Los compuestos aromáticos con **dos** *sustituyentes* en el anillo tienen tres isómeros diferentes. Las posiciones de los sustituyentes en estos compuestos y los prefijos que se utilizan para describirlos se indican a continuación:



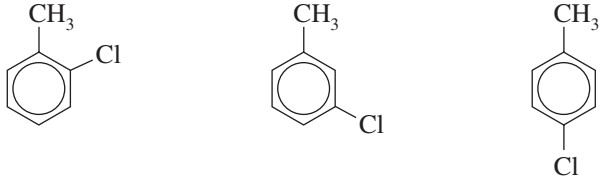
orto (o 1, 2-)	meta o (1, 3-)	para (o 1, 4-)
se abrevia *o*-	se abrevia *m*-	se abrevia *p*-

La combinación de estos prefijos con sus abreviaturas adecuadas y el nombre de los sustituyentes más la palabra benceno da origen a los siguientes nombres de compuestos:



o-diclorobenceno	*m*-diclorobenceno	*p*-diclorobenceno
(se lee "orto-diclorobenceno")	(se lee "meta-diclorobenceno")	(se lee "para-diclorobenceno")

Algunos compuestos aromáticos están relacionados con el tolueno, no con el benceno, y se nombran como toluenos.



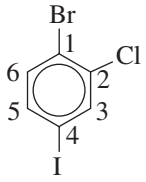
o-clorotolueno	*m*-clorotolueno	*p*-clorotolueno
(se lee "orto-clorotolueno")	(se lee "meta-clorotolueno")	(se lee "para-clorotolueno")

En los compuestos que tienen *tres* o *más sustituyentes* en el anillo, debemos utilizar números para indicar la posición en el anillo y aplicar las tres reglas siguientes:

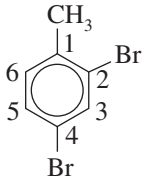
1. La estructura principal es el benceno *o* el tolueno.
2. En el caso del *benceno*, el nombre del grupo se escribe enseguida de la palabra "benceno", que se convierte en la posición número 1 sobre el anillo para numerarlo en la dirección que nos proporcione los números más pequeños posibles para los sustituyentes. En el caso del *tolueno*, el grupo metilo se convierte en la posición número 1 sobre el anillo para numerarlo en la dirección que nos proporcione los números más pequeños posibles para los sustituyentes. La posición número 1 se sobreentiende en los derivados del benceno y del tolueno, por lo que no se indica en el nombre.

3. En el nombre se colocan todos los grupos en orden alfabético, excepto el que se encuentra en la posición número 1.

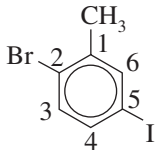
Los siguientes ejemplos ilustran la aplicación de estas reglas:



2-cloro-4-yodobromobenceno



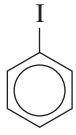
2,4-dibromotolueno



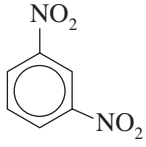
2-bromo-5-yodotolueno

EJEMPLO 18.9 Escriba el nombre IUPAC para cada uno de los siguientes compuestos:

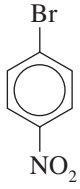
Respuesta

a. 

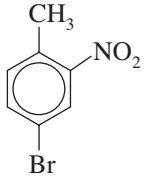
yodobenceno

b. 

m-dinitrobenceno

c. 

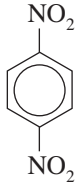
p-nitrobromobenceno

d. 

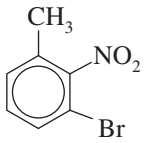
4-bromo-2-nitrotolueno

Ejercicio de estudio 18.12

Escriba el nombre IUPAC de cada uno de los siguientes compuestos:

a. 

(*p*-dinitrobenceno)

b. 

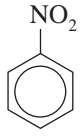
(3-bromo-2-nitrotolueno)

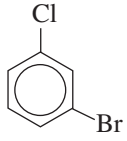
Resuelva el problema 16.

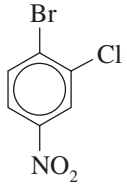
Al escribir la estructura de los compuestos de benceno a partir del nombre, dibujamos la estructura del compuesto principal y luego le colocamos los diferentes grupos.

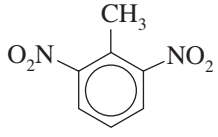
EJEMPLO 18.10 Escriba la fórmula estructural de los siguientes compuestos:

Respuesta

a. nitrobenceno 

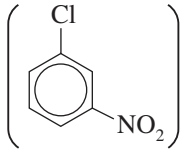
b. *m*-bromoclorobenceno 

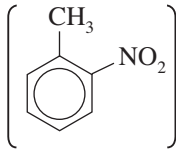
c. 2-cloro-4-nitrobromobenceno 

d. 2,6-dinitrotolueno 

Ejercicio de estudio 18.13

Escriba la fórmula estructural de los siguientes compuestos:

a. *m*-nitroclorobenceno 

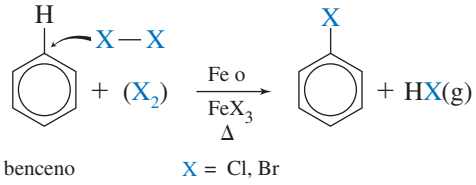
b. *o*-nitrotolueno 

Resuelva el problema 17.

Usos y reacciones de los compuestos aromáticos

En nuestra vida diaria utilizamos una enorme cantidad de compuestos que contienen anillos bencénicos. El benceno y el tolueno son aditivos en la gasolina sin plomo. Diversos polímeros —el poliéster Dacrón, los plásticos poliestireno y baquelita y muchos otros— contienen anillos bencénicos en su estructura. Algunos productos farmacéuticos comunes como son los analgésicos (aspirina, Tylenol, ibuprofeno), los antibióticos (medicamentos a base de sulfas, tetraciclina, algunas penicilinas) y algunos medicamentos contra el asma incorporan anillos bencénicos. Algunos productos agrícolas, por ejemplo, los plaguicidas, fungicidas e insecticidas, también contienen anillos de benceno. Otras sustancias orgánicas bien conocidas que contienen anillos de benceno incluyen el 2,4,6-trinitrotolueno (TNT), la dioxina (subproducto de la síntesis de algunos plaguicidas que es altamente tóxico), los tetrahidrocanabinol (ingrediente activo de la mariguana) y la novocaína. El naftaleno se ha utilizado como repelente de polillas e insecticida, pero el *p*-diclorobenceno está reemplazándolo. El benzo[*a*]pireno se encuentra en el humo del cigarro y en los gases de emisión de los automóviles; se lo considera la causa principal del cáncer de pulmón.

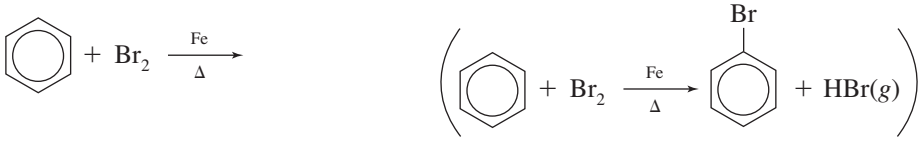
Se podría pensar que el benceno reacciona con el cloro o el bromo de la misma manera que lo hace un alqueno, puesto que ambos compuestos tienen dobles enlaces. Sin embargo, no es así, porque la estructura aromática da una gran estabilidad a los anillos de benceno. En lugar de experimentar una reacción de adición, los anillos de benceno presentan por lo regular *reacciones de sustitución* con el bromo o el cloro (como los alcanos):



(18.12)

Además del benceno sustituido, también se desprende un gas (HX, como el HBr o el HCl). Por lo regular, esta reacción de sustitución requiere calor y un catalizador en la forma de hierro pulverizado o el halogenuro de hierro(III) correspondiente ($FeCl_3$ o $FeBr_3$).

Ejercicio de estudio 18.14
Complete y balancee la ecuación de la siguiente reacción:



Resuelva el problema 18.

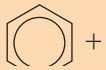
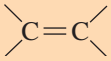
En la tabla 18.6 se resumen los cuatro tipos de hidrocarburos.

18.7 Derivados de hidrocarburos

Una amplia variedad de compuestos orgánicos se han derivado de los hidrocarburos mediante la sustitución de diversos *grupos funcionales* por los átomos de hidrógeno que se encuentran unidos al carbono. Un **grupo funcional** es un átomo o grupo de átomos (diferentes del hidrógeno) que está unido a una cadena de hidrocarburo y que confiere algunas

Grupo funcional Átomo o grupo de átomos (diferentes del hidrógeno) que están unidos a una cadena de hidrocarburo y que confieren al compuesto orgánico algunas propiedades químicas y físicas distintivas.

TABLA 18.6 Resumen de los hidrocarburos

TIPO	NOMBRE	FÓRMULA	ESTRUCTURA	EJEMPLO	GEOMETRÍA DEL C	REACCIÓN
Alifático (sin anillos)	Alcano	C_nH_{2n+2}		$CH_3—CH_3$	Tetraédrica	Sustitución
	Alqueno	C_nH_{2n}		$CH_2=CH_2$	Plana	Adición
	Alquino	C_nH_{2n-2}	—C≡C—	HC≡CH	Lineal	Adición
Aromático		C_6H_6 (del benceno)		Benceno	Plana	Sustitución

propiedades químicas y físicas al compuesto orgánico. Hasta ahora hemos visto dos grupos funcionales. En los alquenos, el doble enlace carbono-carbono es el grupo funcional, y en los alquinos el grupo funcional es el triple enlace carbono-carbono. En la tabla 18.7 se encuentran algunas de las clases de compuestos orgánicos más comunes, la fórmula general de cada clase y el grupo funcional correspondiente.

Halogenuros orgánicos

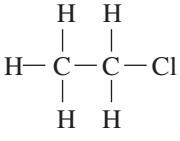
Halogenuros orgánicos
Clase de derivados de hidrocarburos que consiste en los halogenuros de alquilo y los halogenuros de arilo.

Los derivados de hidrocarburo que se conocen como **halogenuros orgánicos** son *halogenuros de alquilo* o *halogenuros de arilo*. Los halogenuros de alquilo contienen un grupo alquilo o alquilo sustituido unido a un átomo de halógeno (F, Cl, Br o I). La fórmula general de un halogenuro de alquilo es **R-X**, en la cual **X** representa cualquier átomo de halógeno como grupo funcional. La **R** también puede representar un grupo alquenilo (un doble enlace carbono-carbono presente), o un grupo alquinilo (un triple enlace carbono-carbono presente). El cloruro de etilo es un ejemplo de un halogenuro de alquilo, como se muestra en la figura 18.9, que se utiliza para enfriar e insensibilizar la piel durante una cirugía menor.

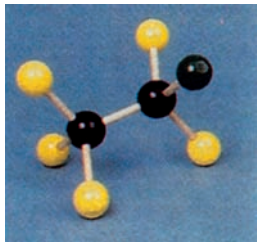
Los halogenuros de arilo son compuestos que tienen un átomo de halógeno unido directamente a un anillo aromático. La fórmula general de los halogenuros aromáticos es: **Ar-X**, donde **Ar** representa el anillo aromático y **X** el átomo de halógeno. El clorobenceno es un ejemplo de un halogenuro de arilo, como se muestra en la figura 18.10.

El insecticida diclorodifeniltricloroetano (DDT) pertenece a los halogenuros orgánicos. El DDT es un insecticida muy eficaz y ha sido el responsable de la salvación de miles de vidas humanas y animales, pero por desgracia, no se descompone con facilidad y se acumula

FIGURA 18.9
(a) Fórmula estructural
(b) Modelo del etilcloruro, un ejemplo de halogenuro de alquilo.

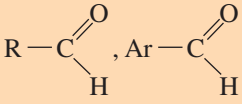
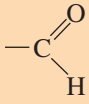
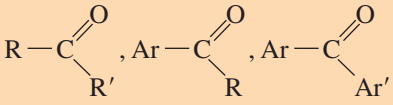
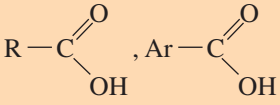
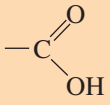
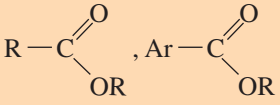
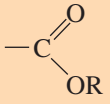
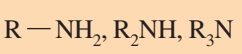
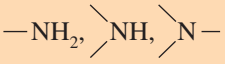
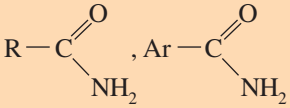
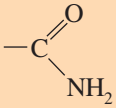


(a)



(b)

TABLA 18.7 Clases de compuestos orgánicos derivados de hidrocarburos

CLASE DE COMPUESTO	FÓRMULA GENERAL	GRUPO FUNCIONAL
Halogenuro orgánico	R—X,[a] Ar—X[b]	—X[c]
Alcohol	R—OH	OH
Éter	R—O—R´, Ar—O—R, Ar—O—Ar´	—O—
(R y R´ pueden ser iguales o diferentes; Ar y Ar´ pueden ser iguales o diferentes)		
Aldehído		
Cetona		
Ácido carboxílico		
Éster		
Amina		
Amida		

[a] El símbolo R corresponde a un grupo alquilo, alquenilo o alquinilo.
[b] El símbolo Ar corresponde a un grupo aromático.
[c] El símbolo X corresponde a un átomo de halógeno (F, Cl, Br o I).

en el ambiente. Se ha encontrado que el DDT produce cáncer y tiene otros efectos nocivos en animales de laboratorio. Además de esto, se transmite a través de la cadena alimenticia. Por ejemplo, el DDT se acumula en los insectos y en los peces, algunos animales como los pelícanos comen los peces y esto los daña porque ocasiona el ablandamiento de los cascarones de sus huevos, lo cual causa que se rompan con facilidad y pone en peligro la reproducción normal. Por estas razones, la Agencia de Protección Ambiental de Estados Unidos (*Environmental Protection Agency, EPA*) ha prohibido la venta del DDT excepto en caso de plagas severas.

Otro problema ambiental asociado con los compuestos orgánicos halogenados es la amenaza que representan para el ozono estratosférico los clorofluorocarbonos como el CFC-11 (CCl_3F) y el refrigerante CFC-12 (CCl_2F_2, véase la figura 18.11). Este problema se analizó en La química de la atmósfera, en los capítulos 13 y 17.

Sin embargo, no todos los halogenuros orgánicos son nocivos. Muchos compuestos que contienen átomos de halógeno son muy útiles para la sociedad. Gran cantidad de agentes farmacéuticos y agrícolas contienen átomos de halógeno. El ingrediente activo en las bolas contra polillas es el *p*-diclorobenceno. Algunos disolventes limpiadores importantes también contienen átomos de halógeno.

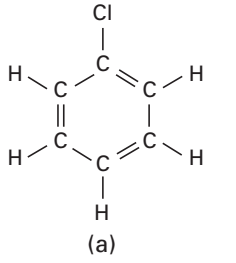


FIGURA 18.10
(a) Fórmula estructural y (b) modelo de barras y esferas del clorobenceno, un ejemplo de un halogenuro de arilo.

Alcoholes

Alcoholes Clase de derivados de hidrocarburos en los que un grupo hidroxi (–OH) sustituye a un átomo de hidrógeno en un átomo de carbono de un hidrocarburo alifático.

Los compuestos que llamamos **alcoholes** son una clase de derivados de hidrocarburos en los cuales se reemplaza un átomo de hidrógeno de un átomo de carbono en un hidrocarburo *alifático* por un grupo hidroxilo (–OH). La fórmula general para un alcohol es la siguiente:

R—O—H

FIGURA 18.11
Recipiente del refrigerante CFC-12 (Freón-12, dicloro difluorometano, CCl_2F_2).

El grupo hidroxilo (–OH) es el grupo funcional y está unido directamente a un grupo alquilo, *no* a un grupo arilo. El grupo hidroxilo no es un ion hidróxido (OH^-), puesto que en los alcoholes el grupo hidroxilo está unido en forma *covalente* al grupo alquilo.

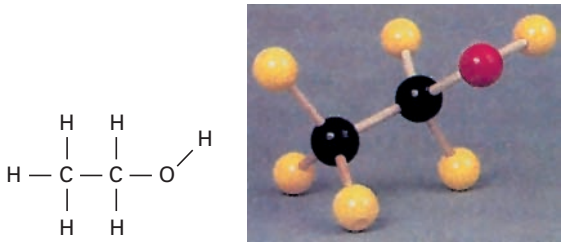
Los alcoholes están relacionados con el agua, ya que uno de los átomos de hidrógeno del agua (**H**–O—H) es reemplazado por un grupo **R.** De la misma manera que el agua se disocia ligeramente, así también se disocian los alcoholes para producir iones hidrógeno (H^+) y actúan como ácidos muy débiles, aún *más débiles* que el agua.

Alcohol etílico, como se muestra en la figura 18.12, es al que nos referimos al decir "alcohol", el componente embriagante de las bebidas alcohólicas. El alcohol etílico también se utiliza en las preparaciones farmacéuticas, ya sea como disolvente en las tinturas (por ejemplo, en la tintura de yodo) y para propósitos "medicinales", o en ciertos jarabes contra la tos. Sin embargo, el abuso en el consumo del alcohol no sólo puede llevarnos a sensaciones terribles al día siguiente, sino también puede incrementar nuestro riesgo de problemas de salud a largo plazo, por ejemplo, una enfermedad hepática.

El gasohol, una mezcla de 10% de etanol (alcohol etílico, CH_3CH_2OH) y gasolina, es un combustible para automóviles que fue desarrollado en un intento por reducir la dependencia de los Estados Unidos respecto del petróleo extranjero. El etanol puede prepararse fermentando granos de cereal, como el maíz. Se separa de la mezcla fermentada mediante destilación (véase la sección 12.5). Toda el agua se elimina en forma química y después el etanol se mezcla con la gasolina. Sin embargo, el uso prolongado del gasohol podría ocasionar posiblemente otro problema: una escasez de granos de cereal. Otro alcohol, el metanol (alcohol metílico, CH_3OH), también se ha utilizado como combustible mezclado en la gasolina.

Para hacer que los motores de los automóviles funcionen con mayor eficiencia, las compañías petroleras siempre han mezclado diversos compuestos orgánicos volátiles en la gasolina. El etanol es sólo uno de una larga lista de estos aditivos, de los que el tetraetilo de plomo [$Pb(C_2H_5)_4$] ha sido uno de los más nocivos. El uso de la gasolina con plomo incrementa la cantidad en el ambiente de compuestos que contienen plomo. Estos compuestos son muy tóxicos para los seres vivos, y en la actualidad se eliminó el uso del combustible con plomo. Los aditivos más novedosos y menos peligrosos incluyen el metanol, el etanol y el metil *ter*-butil éter.

FIGURA 18.12
(a) Fórmula estructural y (b) modelo de barras y esferas del alcohol etílico, un ejemplo de un alcohol.



(a)

(b)

Éteres

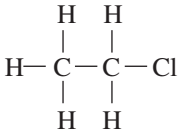
Los compuestos en los cuales *dos grupos hidrocarburo* [alquilo (**R**) y/o arilo (**Ar**), igual o diferente] están unidos a un átomo de oxígeno se llaman **éteres**. Las fórmulas generales de los éteres son

Éteres Clase de derivados de hidrocarburos en la que *dos grupos hidrocarburo* [alquilo (R) y/o arilo (Ar), iguales o diferentes] están unidos a un átomo de oxígeno.

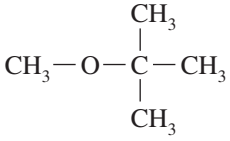
$$\underset{\mathbf{R = R' \text{ o } R \neq R'}}{\mathbf{R{-}O{-}R'}} \qquad \mathbf{R{-}O{-}Ar} \qquad \underset{\mathbf{Ar = Ar' \text{ o } Ar \neq Ar'}}{\mathbf{Ar{-}O{-}Ar'}}$$

El grupo funcional es el átomo de oxígeno (–O–). Los éteres pueden considerarse compuestos en los cuales un grupo alquilo (**R**) o un grupo arilo (**Ar**) reemplazaron a los dos átomos de hidrógeno del agua (**H**—O—**H**).

El éter común es el éter dietílico, o simplemente *eter* ($CH_3—CH_2—O—CH_2—CH_3$), que se muestra en la figura 18.13. Durante un tiempo se utilizó como anestésico, pero el halotano (Fluotano) lo ha reemplazado casi totalmente porque el éter es muy inflamable. La fórmula estructural del halotano es

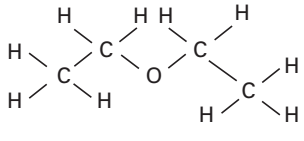


El metil *ter*–butil éter es otro éter con el que nos encontramos casi a diario, el cual se adiciona a la gasolina sin plomo para mejorar su actividad y las características de combustión. En áreas altamente contaminadas es necesario que la mezcla de gasolina incluya compuestos que contengan átomos de carbono.

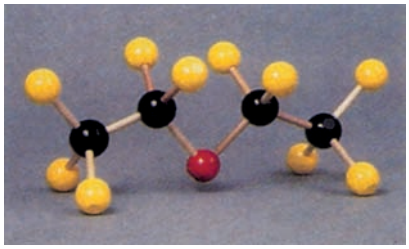


Aldehídos

Los **aldehídos** son compuestos cuyas estructuras consisten en *un* grupo hidrocarburo (alquilo o arilo) unido a un grupo carbonilo $\left(\diagup C{=}O\right)$, al cual también está unido un *átomo*



(a)

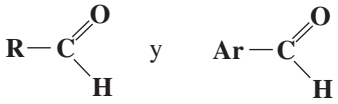


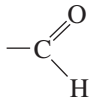
(b)

FIGURA 18.13
(a) Fórmula estructural y (b) modelo de barras y esferas del dietiléter, un ejemplo de un éter.

Aldehídos Clase de derivados de hidrocarburos en los que un grupo carbonilo $\left(\diagdown C{=}O\right)$ está unido por un lado a un grupo hidrocarburo (alquilo o arilo) y por el otro a un *átomo de hidrógeno.*

de hidrógeno. Un grupo carbonilo es un átomo de carbono combinado a un oxígeno mediante un doble enlace. El formaldehído, el aldehído más sencillo, tiene dos átomos de hidrógeno unidos a un grupo carbonilo. Las fórmulas generales de los aldehídos son



El grupo funcional es:  , el grupo formilo.

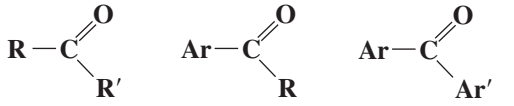
Como se muestra en la figura 18.14 el acetaldehído es un aldehído. El acetaldehído es uno de los principales irritantes de ojos que se encuentra en el esmog. Pero no todos los aldehídos son nocivos. Diversos agentes saborizantes y especias deben a los aldehídos su efecto apetitoso. La vainillina (en la vainilla), el cinamaldehído (en la canela) y el cuminaldehído (en el comino), todos contienen el grupo funcional aldehído.

Un aldehído desempeña un papel importante en la química de la vista. En el cuerpo, la vitamina A se convierte en *cis*-retinal, un aldehído. El *cis*-retinal interviene de inmediato en la respuesta ocular a la luz y nos permite detectar la luz y ver. Es interesante que todos los sistemas visuales conocidos que se encuentran en la naturaleza utilicen esta misma química para detectar la luz.

Cetonas

Cetonas Clase de derivados de hidrocarburos en los que *dos* grupos hidrocarburo (alquilo o arilo) están unidos a un grupo carbonilo $\left(\diagdown C{=}O\right)$

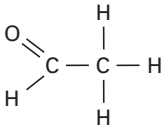
Otra clase de derivados de hidrocarburos son las **cetonas**, compuestos cuyas estructuras contienen *dos* grupos hidrocarburo (alquilo o arilo) unido a un grupo carbonilo $\left(\diagdown C{=}O\right)$. Las fórmulas generales de las cetonas son



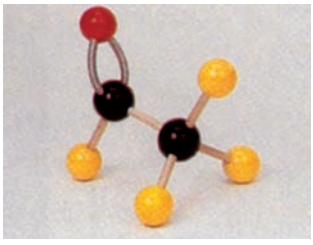
R = R′ o R ≠ R′ Ar = Ar′ o Ar ≠ Ar′

La cetona, que se muestra en la figura 18.15, es la cetona más sencilla.

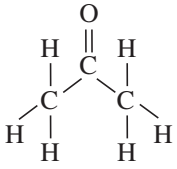
FIGURA 18.14
(a) Fórmula estructural y (b) modelo de barras y esferas del acetaldehído, un ejemplo de un aldehído.



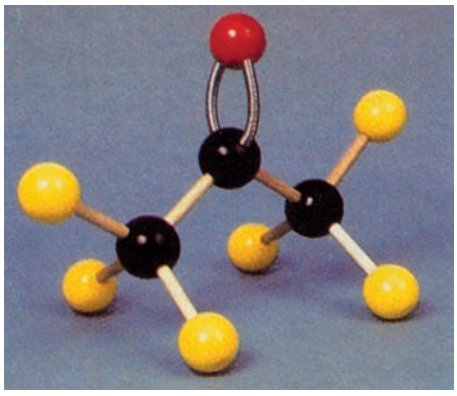
(a)



(b)



(a)

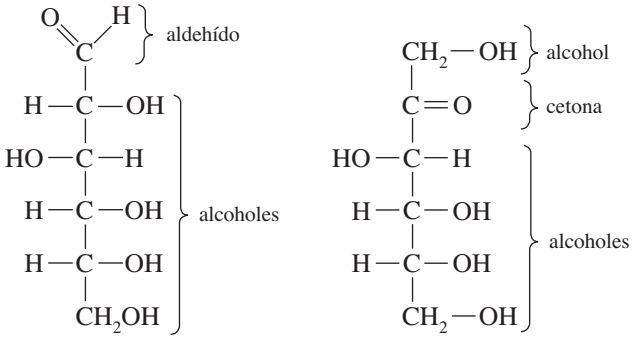


(b)

FIGURA 18.15
(a) Fórmula estructural y (b) modelo de barras y esferas de la acetona, un ejemplo de una cetona.

Las cetonas se utilizan por lo regular como disolventes. La acetona $\left(CH_3-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-CH_3\right)$, uno de los disolventes más empleados, es miscible con agua y disuelve muchas sustancias orgánicas. Diversos compuestos importantes contienen un grupo funcional cetona; es el caso de diferentes hormonas (como son la cortisona y la progesterona) y antibióticos (por ejemplo, la tetraciclina y la eritromicina).

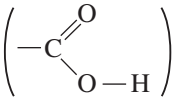
El grupo carbonilo que es característico de los aldehídos y de las cetonas, se encuentra en muchos azúcares, como la glucosa y la fructosa. Observe también los numerosos grupos funcionales alcohol presentes.

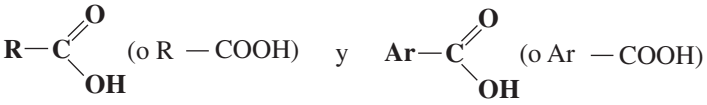


La *sacarosa* (azúcar común de mesa) se forma mediante la combinación química de una unidad de glucosa y una de fructosa. El almidón consiste en una gran cantidad (1000 a 4000) de unidades de glucosa enlazadas para formar un polímero. La celulosa es otro polímero de glucosa en el cual las unidades de glucosa están enlazadas de manera diferente. Cuando consumimos almidón, una enzima se encarga de romperlo en unidades de glucosa que son utilizadas por el cuerpo. Pero el ser humano no puede metabolizar la celulosa porque carece de la enzima responsable de romper los enlaces entre las moléculas de glucosa de la celulosa. Sin embargo, animales como las vacas, las ovejas y los venados tienen en sus intestinos un microorganismo que posee esta enzima y pueden entonces metabolizar la celulosa.

Ácidos carboxílicos

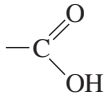
Ácidos carboxílicos Clase de derivados de hidrocarburos en los que el grupo carboxilo (–COOH) está unido a un grupo hidrocarburo (alquilo o arilo).

Los compuestos que tienen grupos hidrocarburo (alquilo o arilo) unidos a un grupo carboxilo  se llaman **ácidos carboxílicos**. Las fórmulas generales de los ácidos carboxílicos son



El grupo funcional es el grupo carboxilo. Un **grupo carboxilo** consiste en un átomo de carbono que tiene un doble enlace con oxígeno por un lado y un enlace sencillo a un grupo OH por el otro lado. El hidrógeno (H^+) ácido es un H unido a un oxígeno del grupo carboxilo. No es ninguno de los hidrógenos unidos a los grupos alquilo o arilo. El ácido acético, como se muestra en la figura 18.16, es el ácido carboxílico más común y se encuentra en el vinagre.

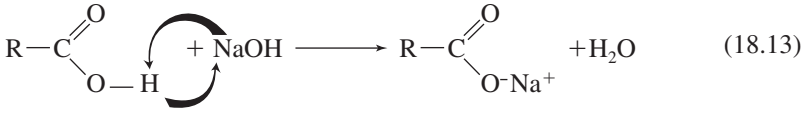
Grupo carboxilo Grupo funcional que consiste en un átomo de carbono que por un lado tiene un doble enlace con el oxígeno y por el otro tiene un enlace sencillo a un grupo –OH.



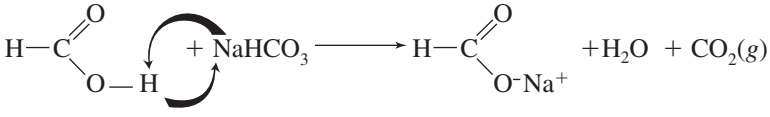
El grupo del ácido carboxílico está presente en una variedad de experiencias cotidianas. El ácido carboxílico más sencillo, el ácido fórmico (H–COOH), es el irritante activo en la picadura de hormiga y de abejas. El ácido cítrico es un ácido tricarboxílico (tres grupos carboxílicos por molécula) que da a los limones, limas y piñas su sabor ácido. Las penicilinas tienen grupos de ácido carboxílico, así como la aspirina y el ácido láctico (se encuentra en la leche agria).

Los ácidos carboxílicos desempeñan papeles muy importantes en el cuerpo. Participan especialmente en la formación y desdoblamiento de los azúcares, en el metabolismo y en la síntesis de las moléculas que forman las membranas corporales.

Los ácidos carboxílicos son ácidos débiles que pueden neutralizarse con facilidad con bases adecuadas, como el hidróxido de sodio o el bicarbonato de sodio, como sigue:



(18.13)

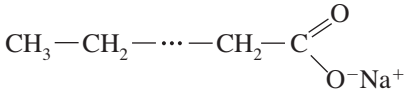


(18.14)

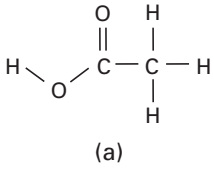
ácido fórmico

Esta última reacción ilustra cómo puede utilizarse el polvo para hornear ($NaHCO_3$) para tratar las picaduras de abeja o de hormiga. El ion bicarbonato neutraliza el ácido fórmico presente en el veneno y calma el dolor y la inflamación.

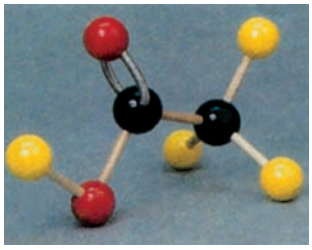
El jabón se fabrica a partir de los ácidos carboxílicos con cadenas de 14 a 16 carbonos de longitud mediante la neutralización del ácido carboxílico para obtener la *sal del ácido carboxílico* (véase el final del capítulo 14):



jabón común



(a)



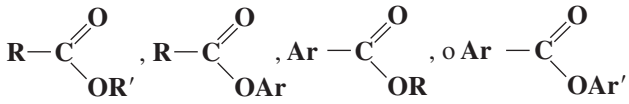
(b)

FIGURA 18.16
(a) Fórmula estructural y (b) modelo de barras y esferas del ácido acético, un ejemplo de un ácido carboxílico.

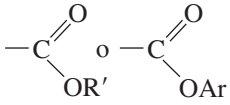
Ésteres

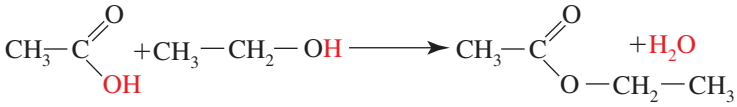
Ésteres Clase de derivados de hidrocarburos en los que un grupo —OR o OAr sustituye a un grupo —OH de un ácido carboxílico.

Los **ésteres** son derivados de los ácidos carboxílicos. Son compuestos en los cuales el grupo **OH** de un ácido carboxílico se reemplaza por un grupo —**OR** o un —**OAr**. Las fórmulas generales de los ésteres son



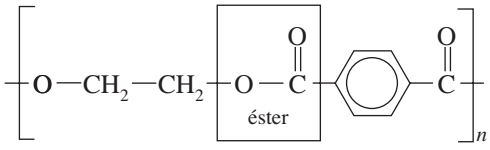
R = R′ o R ≠ R′ Ar = Ar′ o Ar ≠ Ar′

El grupo funcional de los ésteres es  . El acetato de etilo, que se muestra en la figura 18.17, es un éster que es un buen disolvente y se encuentra en ciertos barnices y lacas. La relación entre un ácido carboxílico y su éster derivado se ilustra mediante la siguiente reacción. Un ácido carboxílico y un alcohol reaccionan para dar un éster y agua:



(18.15)

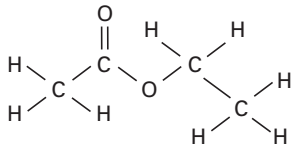
Los poliésteres son fibras que se elaboran a partir de polímeros en los cuales las unidades individuales se mantienen unidas mediante grupos éster. Un ejemplo es el Dracrón, en el que los grupos éster participan en la formación de cadenas largas:



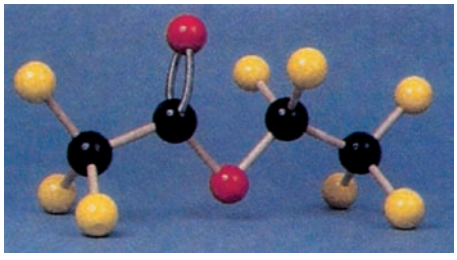
Dacrón o Mylar

(*n* significa que se encuentran unidas una gran cantidad de estas unidades)

Los ésteres tienen olores muy agradables y algunos se utilizan en perfumería. Algunos ésteres son responsables del aroma y el sabor de los vinos finos. La presencia de mezclas



(a)



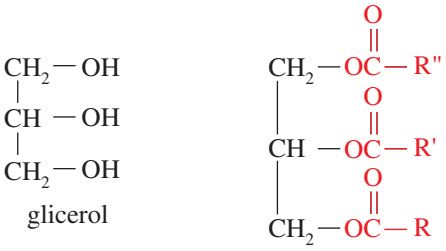
(b)

FIGURA 18.17
(a) Fórmula estructural y (b) modelo de barras y esferas del acetato de etilo, un ejemplo de un éster.

Tú y la Química

de ésteres explica la fragancia y el sabor de muchas frutas y flores. Las esencias saborizantes artificiales se componen por lo regular de mezclas de ésteres selectos que se eligen para imitar lo más fielmente posible el sabor y el aroma de las frutas naturales. Los siguientes ésteres tienen aromas característicos (entre paréntesis): formiato de etilo (ron), acetato de pentilo (plátano), acetato de octilo (naranja), butirato de butilo (piña), salicilato de metilo (gaulteria) y butirato de pentilo (albaricoque).

Los ésteres son una parte importante de nuestra dieta diaria. Las *grasas* y *los aceites* son ésteres que se forman a partir de ácidos carboxílicos alifáticos de cadena larga (de C_{12} a C_{22}, en color rojo) y glicerol, un alcohol con tres grupos OH diferentes. A estos ésteres se les llama comúnmente *glicéridos.* Las *grasas* son glicéridos que por lo general son sólidos o semisólidos a temperatura ambiente; los *aceites* son líquidos a la temperatura ambiente.



Una grasa o aceite; R, R′y R″ pueden ser grupos alquilo iguales o diferentes.

Los grupos R, R′y R″, en las grasas y los aceites, pueden presentar dobles enlaces en la cadena o pueden ser saturados (sin dobles enlaces carbono-carbono). Los *aceites* contienen cantidades más grandes de *insaturación* que las grasas. Así, productos como la *oleomargarina* y *Crisco* tienen menos dobles enlaces en los grupos **R** que los aceites vegetales elaborados a partir de maíz, frijol de soya o cártamo.

Se ha realizado una extensa investigación sobre la relación que existe entre el consumo de grasas por los humanos y las enfermedades de las arterias (principalmente arteriosclerosis). La relación es compleja, y muchos factores, especialmente la herencia, tienen una gran influencia. En general, la American Heart Asociation (Asociación Estadounidense para Enfermedades del Corazón) recomienda reducir la cantidad total de grasas y aceites en nuestra dieta y que la grasa y aceite que consumamos tenga un gran componente de grasas *poli-insaturadas* (grasas y aceites *con más* de un doble enlace) y un mínimo de grasas saturadas. Los mejores aceites son los que se extraen del cártamo, el frijol de soya, el maíz y la semilla de algodón. Sin embargo, no todos los aceites vegetales son buenos. Evite los aceites de coco y de palma, pues contienen grandes cantidades de grasas saturadas.

Tú y la Química

Aminas

Aminas Clase de derivados de hidrocarburos en los cuales se sustituye uno o más de los tres átomos de hidrógeno del amoniaco por grupos alquilo o arilo.

Las ***aminas*** son derivados alquilo o arilo del amoniaco (NH_3). Los grupos alquilo o arilo pueden reemplazar a *uno, dos* o a los *tres* átomos de hidrógeno presentes en el amoniaco para formar las aminas. El grupo funcional es $-NH_2$, $>N-H$, **o** $>N-$. La etilamina, que se muestra en la figura 18.18, es un ejemplo de una amina sencilla. Las aminas que tienen un hidrógeno sustituido se conocen como *aminas primarias*, las que tienen dos hidrógenos sustituidos se llaman *aminas secundarias,* y las que tienen los tres hidrógenos sustituidos se denominan *aminas terciarias*. En la tabla 18.8 se resumen las fórmulas generales de las tres clases de aminas.

Los compuestos que contienen el grupo amino pueden afectar fuertemente las actividades de nuestro cuerpo. Algunos ejemplos con los cuales es muy posible que esté familiarizado son la adrenalina, la dopamina, la morfina, la estricnina, la cocaína y la heroína.

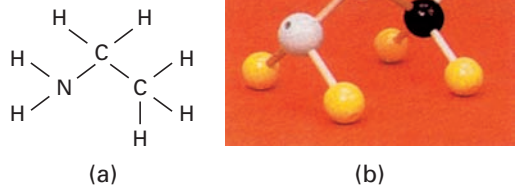


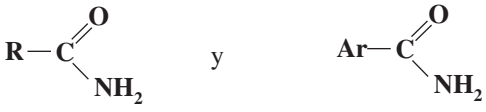
FIGURA 18.18
(a) Fórmula estructural y (b) modelo de barras y esferas de la etilamina, un ejemplo de una amina.

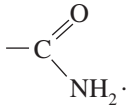
La quinina (antimalárico), las sulfas, la efedrina (descongestionante en el Sudafed), el Demerol, y otros incontables productos medicinales también contienen aminas.

Amidas

Llegamos, por último, a las **amidas** que son derivados de los ácidos carboxílicos en los cuales un grupo $-\mathbf{NH_2}$ * reemplaza al grupo $-\mathbf{OH}$ del grupo carboxilo. Las fórmulas generales de las amidas son

Amidas Clase de derivados de hidrocarburos en los cuales un $-NH_2$ reemplaza al $-OH$ del grupo carboxilo en un ácido carboxílico.



El grupo funcional es 

. La acetamida, que se muestra en la figura 18.19, es un ejemplo de una amida.

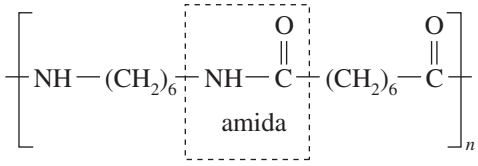
TABLA 18.8 **Fórmulas generales de las aminas**[a]

AMINAS PRIMARIAS	AMINAS SECUNDARIAS	AMINAS TERCIARIAS
$R-NH_2$	$R-N(R)-H$	$R-N(R)-R$, $Ar-N(R)-R$
$Ar-NH_2$	$Ar-N(R)-H$	$Ar-N(R)-Ar$, $Ar-N(Ar)-Ar$
	$Ar-N(Ar)-H$	

[a] Los grupos R y Ar pueden ser iguales o diferentes.

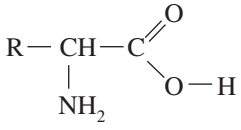
* Los grupos alquilo o arilo pueden reemplazar el H en el $-NH_2$, como en el $-NH\mathbf{R}$, $-N\mathbf{R_2}$, $NH\mathbf{Ar}$, $-N\mathbf{Ar_2}$. Los compuestos todavía se conocen como amidas, como veremos en el nylon 66 y las proteínas.

Una gran cantidad de compuestos contiene el grupo amida. Algunos ejemplos importantes incluyen la piperina (ingrediente activo de la pimienta), las penicilinas, antibióticos derivados de las cefalosporinas y el Tylenol. El nylon es un polímero en el cual los enlaces que forman la cadena larga son grupos amida:

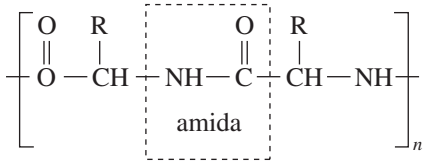


nylon 66 (*n* significa una gran cantidad de unidades)

El grupo amida también está ampliamente involucrado en el proceso de la vida. Las *proteínas*, un alimento importante en nuestra dieta, son polímeros de ácidos alfa (α) -amino unidos mediante grupos de amida. Un ácido alfa-amino contiene un grupo ácido carboxílico ($-COOH$) y un grupo amino ($-NH_2$). El símbolo alfa (α) significa que el grupo amino ($-NH_2$) se localiza en el carbono próximo al grupo ácido carboxílico. El grupo ácido carboxílico ($-COOH$) de un ácido alfa-amino puede estar unido con el grupo amino ($-NH_2$) de otro ácido alfa-amino para formar una cadena larga, semejante a la del nylon. Las fórmulas generales de un ácido alfa-amino y de una proteína son

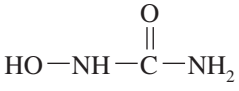


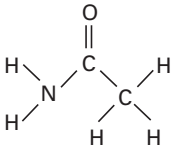
un ácido alfa-amino (ácido α-amino)



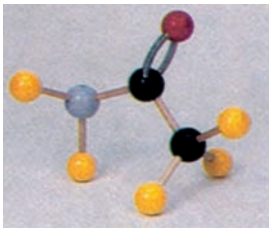
una proteína (*n* significa una gran cantidad de unidades)

Las proteínas son indispensables para la vida ya que participan en la estructura (tejido conectivo), el movimiento (músculos), la regulación (el sistema inmunológico) y los procesos químicos (enzimas). Recientemente se ha utilizado una amida sencilla relativamente *barata* para el tratamiento del dolor asociado con la anemia de las células falciformes, una enfermedad de la sangre. Esta amida es la hidroxiurea y tiene la siguiente fórmula estructural:





(a)



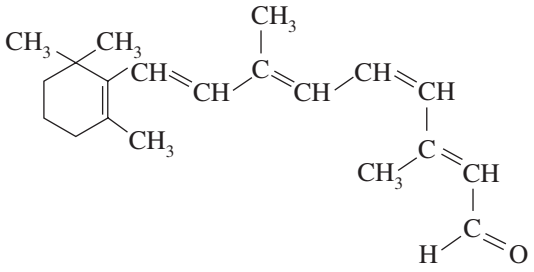
(b)

FIGURA 18.19
(a) Fórmula estructural y (b) modelo de barras y esferas de acetamida, un ejemplo de una amida.

Ejercicio de estudio 18.15

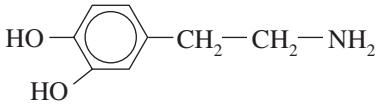
Identifique los derivados de hidrocarburos en cada uno de los siguientes compuestos como (1) halógeno orgánico, (2) alcohol, (3) éter, (4) aldehído, (5) cetona, (6) ácido carboxílico, (7) éster, (8) amina o (9) amida. Encierre en un círculo cada grupo y escriba su nombre:

a.



cis retinal (aldehído)

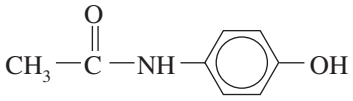
b.



dopomina

(*Sugerencia:* Un compuesto con un grupo —OH unido a un anillo de benceno *no es* un alcohol; pertenece a una clase de derivados, llamados fenoles, que no se analizan en esta sección). (amina)

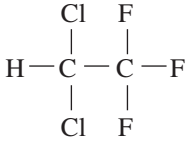
c.



Tylenol

(*Sugerencia:* Un compuesto con un grupo —OH unido a un anillo de benceno *no es* un alcohol; pertenece a una clase de derivados, llamados fenoles, que no se mencionan en esta sección). (amida)

d.

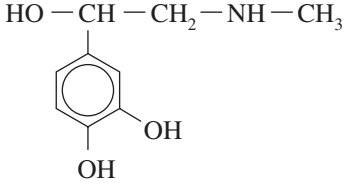


HCFC-123

(hidroclorofluorocarbono—sustituto de clorofluorocarbono)

(5 halogenuros orgánicos)

e



adrenalina (epinefrina)

(*Sugerencia:* Un compuesto con un grupo —OH unido a un anillo de benceno *no es* un alcohol; pertenece a una clase de derivados, llamados fenoles, que no se mencionan en esta sección). (alcohol y amina)

Resuelva el problema 19.

LA QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA

Esmog fotoquímico

El esmog se ha convertido en algo que está presente en la vida de muchas ciudades. En realidad, el término *smog*, derivado de "smoke" (humo) y "fog" (niebla), se aplicó por primera vez en Londres durante el siglo XIX a las neblinas que resultaban de las altas concentraciones anormales de partículas de humo, dióxido de azufre (SO_2) y ácido sulfúrico (H_2SO_4). Estos contaminantes, que son muy irritantes para los pulmones, derivaban de la combustión del carbón —que contiene azufre— utilizado para calentar los hogares y en los procesos industriales. En ese momento, el esmog se detectó en Londres durante el invierno, cuando las condiciones climáticas atraparon los contaminantes en la ciudad a nivel del suelo. Hoy día, este esmog ha sido reducido en muchas comunidades mediante el uso de gas natural para la calefacción y de combustibles basados en el carbono, que constituyen formas más eficientes de combustión.

El esmog que se encuentra en las ciudades modernas se denomina más adecuadamente *esmog fotoquímico,* y difiere en muchos sentidos del esmog tipo Londres del siglo XIX. El esmog de Londres era denso y sofocante y aparecía durante el invierno. Por el contrario, el esmog generado en las grandes ciudades, como Los Ángeles, la Ciudad de México, etc., habitualmente más brumoso, se presenta durante los meses cálidos. El esmog fotoquímico es más sutil en sus efectos sobre las personas, pero puede ser muy irritante para los tejidos pulmonares. Para producir el esmog fotoquímico se combinan tres elementos clave: (1) concentraciones cada vez más altas de contaminantes, (2) condiciones metereológicas que atrapen los contaminantes a nivel del suelo, y (3) la luz solar para favorecer las reacciones químicas necesarias, como se muestra en la figura. En realidad, el esmog fotoquímico se forma con menos frecuencia durante el invierno, puesto que el sol está más bajo sobre el horizonte y penetra menos luz y calor en la atmósfera.

La cuenca de Los Ángeles en un día de verano muy contaminado puede ser una vista deprimente.

Los contaminantes son la materia prima a partir de la cual se produce el esmog fotoquímico. Los que tienen más importancia en el esmog son los monóxidos de nitrógeno, el dióxido de nitrógeno y la combustión incompleta de hidrocarburos y derivados de los hidrocarburos. Como señalamos en los primeros ensayos acerca de la atmósfera, estos contaminantes se liberan al ambiente cuando los humanos queman carbón o combustibles de hidrocarburos para producir energía. Una de las fuentes más importantes de esta contaminación es el motor del automóvil. Además, los hidrocarburos se liberan a la atmósfera durante el refinamiento y transporte del petróleo y aun durante el llenado de los tanques de combustible en las estaciones expendedoras de gasolina. En ciudades grandes con poblaciones de elevado tránsito de viajeros, estas emisiones pueden intensificarse con rapidez cada mañana y proveer el combustible para la producción de esmog.

Los aspectos metereológicos y geológicos pueden cooperar para atrapar estos contaminantes sobre la ciudad. Las ciudades grandes que se encuentran en una cuenca (como Los Ángeles) o que están rodeadas por montañas (como las Vegas, Nevada; la Ciudad de México) presentan trampas geográficas para el aire contaminado. Además, cuando el aire cercano al suelo se enfría más que el aire en las altitudes (lo contrario de lo normal), el aire caliente menos denso no se mezcla bien con el aire inferior más denso y más frío, donde se generan los contaminantes. A esta condición se le llama *inversión*

térmica. La ciudad de Los Ángeles y la Ciudad de México, por ejemplo, sufren inversiones térmicas de manera regular porque el aire más frío entra durante el día y empuja el aire más caliente hacia arriba hasta mayores altitudes.

El último elemento clave es la luz solar. La luz solar favorece las reacciones que transforman los óxidos de nitrógeno (NO y NO_2), el oxígeno y los hidrocarburos en ozono y derivados de hidrocarburos que constituyen el esmog fotoquímico. Los científicos aún no comprenden por completo estos procesos, pero han identificado las tres funciones básicas que participan. Primero, el monóxido de nitrógeno se convierte en dióxido de nitrógeno mediante la acción de los hidrocarburos, radicales OH $(\cdot\ddot{O}H)$, y gas oxígeno:

$$NO(g) + O_2(g) \text{ hidrocarburos} \longrightarrow NO_2(g) + \text{derivados de hidrocarburos}$$

Segundo, la luz solar actúa sobre el dióxido de carbono que resulta para dar átomos de oxígeno:

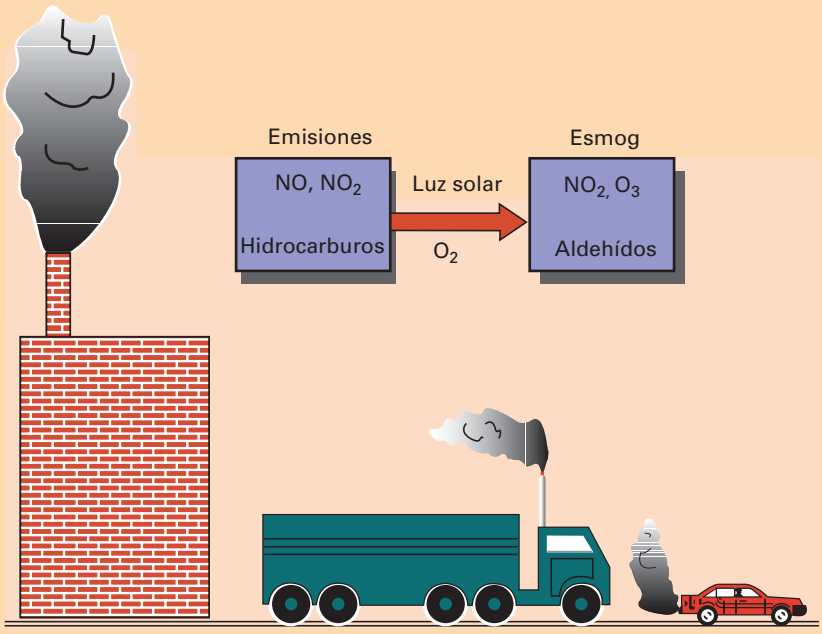
$$NO_2(g) + \text{luz} \longrightarrow NO(g) + O(g)$$

Tercero, los átomos de oxígeno reaccionan con el gas oxígeno para dar ozono:

$$O(g) + O_2(g) \longrightarrow O_3(g)$$

Se producen diversos derivados de hidrocarburos durante el curso de un día. Los más ofensivos son los aldehídos, cuyos componentes principales son el formaldehído (H—CHO) y el acetaldehído (CH_3—CHO). El ozono y los aldehídos provocan la mayor irritación de sus pulmones durante los días más contaminados.

La revisión de la concentración de monóxido de nitrógeno, dióxido de nitrógeno, ozono y aldehídos revela un patrón interesante. La concentración de monóxido de nitrógeno llega a un máximo a horas tempranas (7 A.M.) durante el tránsito vehicular matutino. La concentración de dióxido de nitrógeno crece más lentamente y llega a un máximo aproximadamente a las 10 A.M. Mientras tanto, los niveles de ozono y de aldehídos se elevan más tarde durante el día (12 del día a 2 P.M.). Este patrón es justamente lo que esperaríamos, de acuerdo con los procesos de formación de esmog descritos anteriormente.



Las emisiones industriales y de los automóviles generan contaminantes del aire que son atrapados en la atmósfera inferior. La luz del sol favorece entonces las reacciones fotoquímicas que convierten el monóxido de nitrógeno, el dióxido de nitrógeno y los hidrocarburos en una mezcla de dióxido de nitrógeno, ozono y aldehídos (esmog).

El esmog fotoquímico se ha vuelto una realidad aceptada en la vida de las personas que viven en las ciudades grandes. Los automóviles más eficientes, los convertidores catalíticos y los controles de emisiones en las fuentes industriales pueden tener algún efecto en los niveles de esmog, pero las emisiones de los automóviles siguen siendo un problema muy real. Hasta que las sociedades no estén dispuestas a reducir la cantidad de autos sobre las carreteras no se verá ninguna reducción importante en la contaminación del aire.

Resumen

La *química orgánica* es la química de los compuestos que contienen el elemento carbono. Los compuestos orgánicos se clasifican como *hidrocarburos* (compuestos que contienen sólo carbono e hidrógeno) o *derivados de hidrocarburos.* Los hidrocarburos se clasifican a su vez como *hidrocarburos alifáticos (alcanos, alquenos y alquinos)* e *hidrocarburos aromáticos* (sección 18.1)

El carbono puede unirse en tres formas básicas: (1) *tetraédrica*, donde el carbono tiene ángulos de enlace de 109.5° y forma cuatro enlaces sencillos; (2) *plana*, donde el carbono tiene ángulos de enlace de 120° y forma un doble enlace y dos enlaces sencillos, y (3) *lineal*, donde el carbono tiene ángulos de enlace de 180° y forma un triple enlace y un enlace sencillo o dos dobles enlaces (sección 18.2).

Los *alcanos* tienen como fórmula general C_nH_{2n+2} (compuestos de cadena abierta) en los cuales todos los átomos de carbono tienen cuatro enlaces sencillos. Los compuestos orgánicos con la misma fórmula molecular pero diferentes estructuras se llama *isómeros*. A los alcanos se les da nombre de acuerdo con su fórmula estructural siguiendo las reglas de la IUPAC de nomenclatura. Los alcanos se utilizan de manera cotidiana en nuestro mundo, especialmente como combustibles y en las reacciones de combustión y sustitución (sección 18.3).

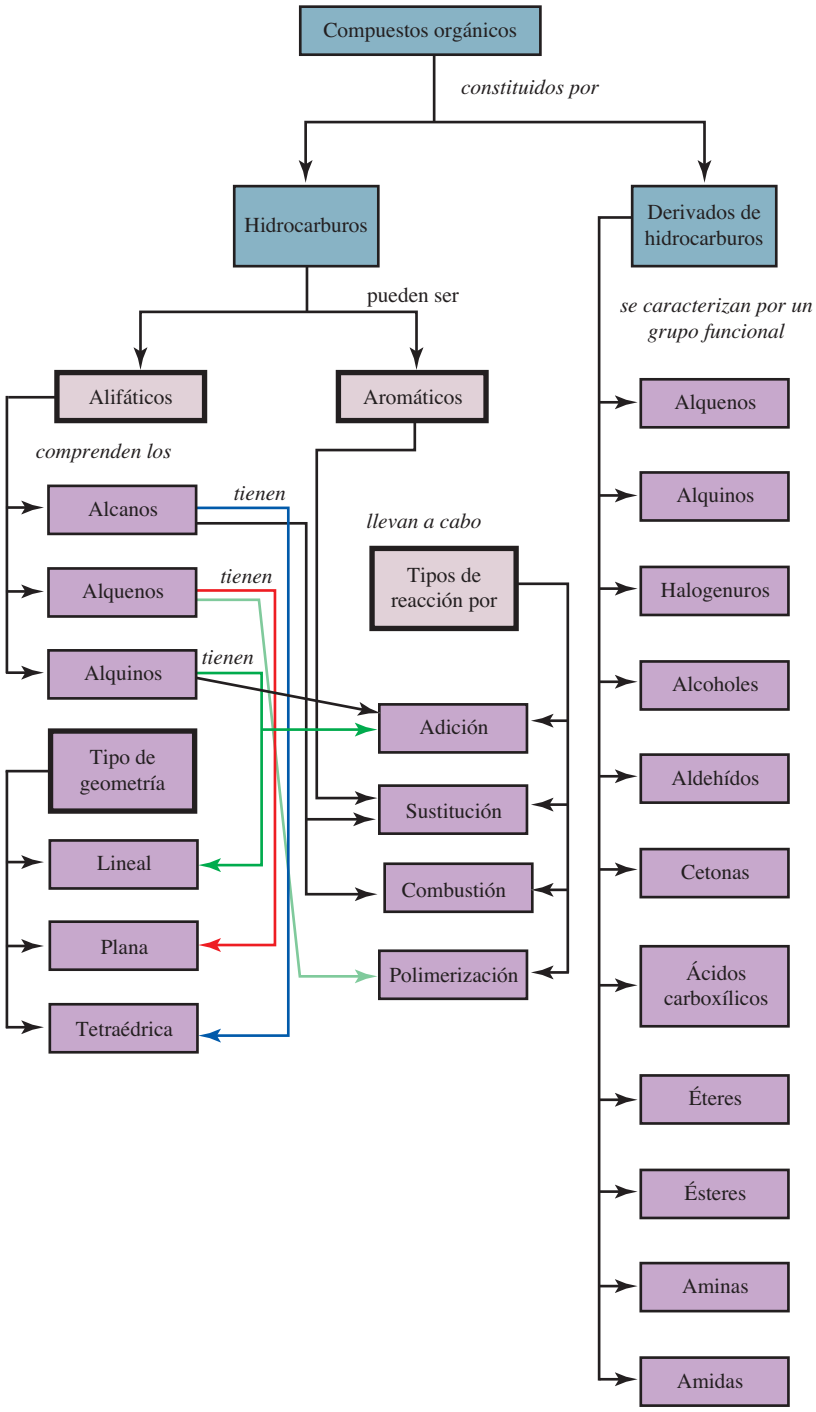
Los *alquenos* tienen como fórmula general C_nH_{2n} (compuestos de cadena abierta) y contienen un doble enlace carbono-carbono. Los alquenos también reciben su nombre de acuerdo con sus fórmulas estructurales en el sistema IUPAC de nomenclatura. Los alquenos sufren por lo regular reacciones de adición, y una de las más importantes es la *polimerización.* Estos polímeros de adición como el polietileno, el Teflón y el cloruro de polivinilo tienen un alto efecto en nuestra vida contidiana (sección 18.4).

Los *alquinos* tienen como fórmula general C_nH_{2n-2} (compuestos de cadena abierta) y contienen un triple enlace carbono-carbono. Los alquinos reciben su nombre de acuerdo con su fórmula estructural en el sistema de nomenclatura IUPAC. Los alquinos por lo regular sufren reacciones de adición y son intermediarios importantes en la industria química (sección 18.5).

Los *compuestos aromáticos* están relacionados con el benceno (C_6H_6). Todos los hidrocarburos aromáticos tienen un anillo de seis carbonos con tres dobles enlaces alternos alrededor del anillo. Algunos de ellos tienen otros grupos unidos al anillo bencénico. Estos compuestos reciben su nombre de acuerdo con su fórmula estructural en el sistema IUPAC de nomenclaturas. Los compuestos aromáticos experimentan por lo regular reacciones de sustitución, y los anillos bencénicos pueden encontrarse en miles de productos que utilizamos en nuestra vida diaria (sección 18.6).

Los derivados de hidrocarburos se derivan de los hidrocarburos en los cuales se reemplaza un hidrógeno por un *grupo funcional*. Un grupo funcional es una serie característica de átomos unidos de manera específica. Las propiedades de los derivados de hidrocarburos dependen de la naturaleza del grupo funcional. Estos derivados incluyen a los alquenos, alquinos, halogenuros orgánicos, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres, aminas y amidas (sección 18.7).

Diagrama temático



Ejercicios

1. Defina o explique los siguientes términos (el número entre paréntesis se refiere a la sección del texto donde se menciona el término):

a. química orgánica (18.1)
b. hidrocarburos (18.1)
c. hidrocarburos alifáticos (18.1)
d. alcanos (hidrocarburos saturados) (18.3)
e. series homólogas (18.3)
f. isómero (18.3)
g. grupos alquilo (18.3)
h. halogenación (18.3)
i. alqueno (18.4)
j. hidrocarburos no saturados (18.4)
k. polímeros (18.4)
l. polímeros de adición (18.4)
m. reacción de adición (18.5)
n. alquinos (18.5)
o. hidrocarburos aromáticos (18.6)
p. anillo de benceno (18.6)
q. grupo funcional (18.7)
r. halogenuros orgánicos (18.7)
s. alcoholes (18.7)
t. éteres (18.7)
u. aldehídos (18.7)
v. cetonas (18.7)
w. ácidos carboxílicos (18.7)
x. grupo carboxilo (18.7)
y. ésteres (18.7)
z. aminas (18.7)
aa. amidas (18.7)

2. Diga cuál es la diferencia entre:

a. doble enlace y triple enlace
b. acomodo tetraédrico, plano y lineal de los átomos
c. posiciones *orto* y *meta*
d. posiciones *orto* y *para*
e. un grupo carbonilo y un grupo carboxilo
f. alcohol y ion hidróxido
g. alcohol y éter
h. aldehído y cetona
i. ácido carboxílico y aldehído
j. amina y amida

3. Diga cuál es el grupo funcional en los siguientes compuestos:

a. alqueno (18.4)
b. alquino (18.5)
c. halogenuro orgánico (18.7)
d. alcohol (18.7)
e. éter (18.7)
f. aldehído (18.7)
g. cetona (18.7)
h. ácido carboxílico (18.7)
i. éster (18.7)
j. amina (18.7)
k. amida (18.7)

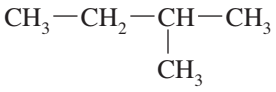
4. Escriba la fórmula general en los siguientes compuestos:

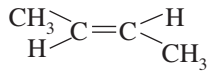
a. alcano (18.3)
b. alqueno (18.4)
c. alquino (18.5)
d. hidrocarburo aromático (18.6)
e. halogenuro de alquilo (18.7)
f. halogenuro de arilo (18.7)
g. alcohol (18.7)
h. éter (18.7)
i. aldehído (18.7)
j. cetona (18.7)
k. ácido carboxílico (18.7)
l. éster (18.7)
m. amina (18.7)
n. amida (18.7)

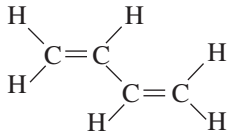
Problemas

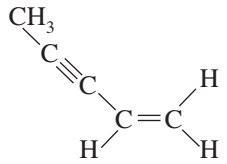
Formas y estructuras de las moléculas orgánicas (véase la sección 18.2)

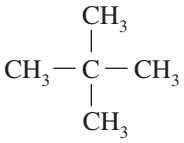
5. Identifique la geometría (tetraédrica, 109.5°; plana, 120°; lineal, 180°) en todos los átomos de carbono de cada una de las siguientes moléculas:

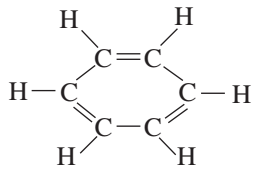
a.


b.


c.


d.


e.


f.


Isómeros (véase la sección 18.3)

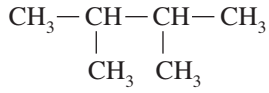
6. Escriba la fórmula estructural *condensada* de los siguientes isómeros. (El número entre paréntesis se refiere a la cantidad de isómeros para el compuesto).

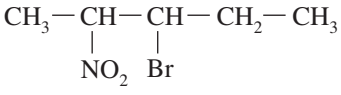
a. C_6H_{14}(5)
b. C_7H_{16} (9)

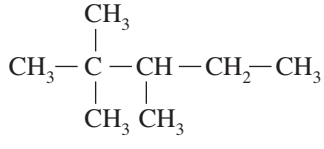
Alcanos (véase la sección 18.3)

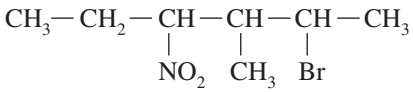
7. Escriba el nombre IUPAC de los siguientes compuestos:

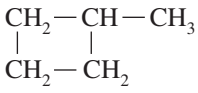
a.

b.


c.


d.


e. 

f. 

8. Escriba la fórmula estructural de los siguientes compuestos:

a. 2-bromobutano

b. 3-yodoheptano

c. 2-nitropropano

d. 3-etilpentano

e. 2-bromo-3,3-dimetilhexano

f. isopropil ciclopentano

9. Complete y balancee la ecuación de la reacción de *mono*halogenación de las siguientes reacciones químicas:

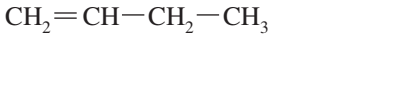
a. $CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{\Delta \text{ o luz}}$

b. $CH_3 - CH_3 + Br_2 \xrightarrow{\Delta \text{ o luz}}$

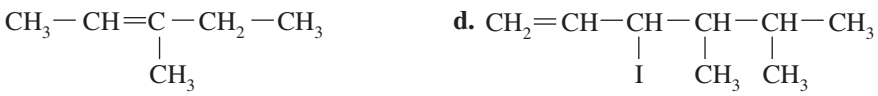
Alquenos (véase la sección 18.4)

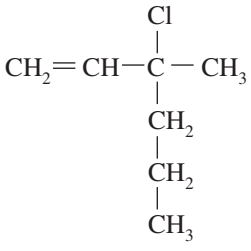
10. Escriba el nombre IUPAC de los siguientes compuestos:

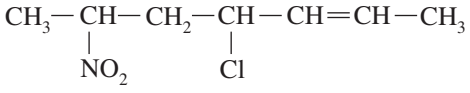
a. $CH_2=CH-CH_2-CH_3$

b. 

c.

d. 

e. 

f. 

11. Escriba la fórmula estructural de los siguientes compuestos:

a. 1-penteno

b. 5-metil-2-hexeno

c. 2,3-dimetil-1-hexeno

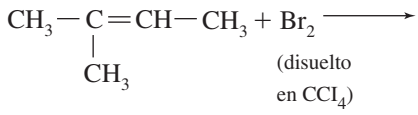
d. ciclobuteno

e. 1-bromo-3-etil-1-hepteno

f. 2,4,5-trimetril-5-nitro-2-hepteno

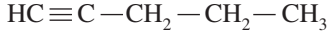
12. Complete y balancee la ecuación de las siguientes reacciones químicas:

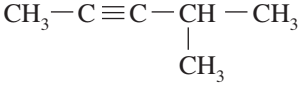
a. $CH_3-CH=CH_2 + Br_2 \longrightarrow$ (disuelto en CCl_4)

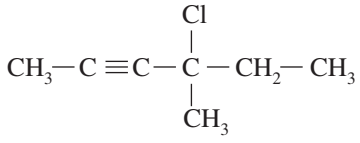
b. 

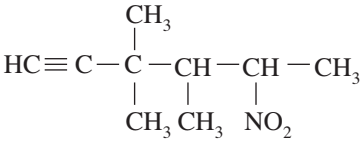
Alquinos (véase la sección 18.5)

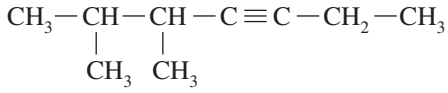
13. Escriba el nombre IUPAC de los siguientes compuestos:

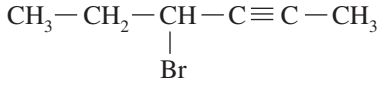
a. 

b. 

c. 

d. 

e. 

f. 

14. Escriba la fórmula estructural de los siguientes compuestos:

a. 1-heptino

b. 2-heptino

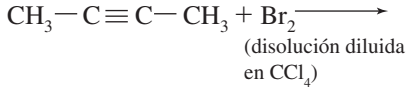
c. 4-nitro-1-heptino

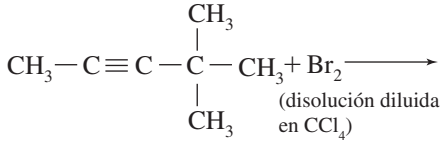
d. 1-bromo-4,5-dimetil-2-hexino

e. 1-cloro-3-metil-1-hexino

f. 1,2-dicloro-5,5,6-trimetil-3-octino

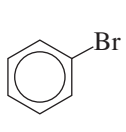
15. Complete y balancee la ecuación de las siguientes reacciones químicas:

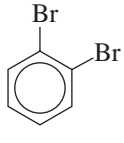
a. 

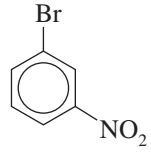
b. 

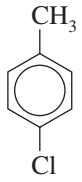
Hidrocarburos aromáticos (véase la sección 18.6)

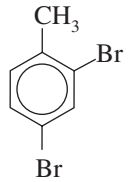
16. Escriba el nombre IUPAC de los siguientes compuestos:

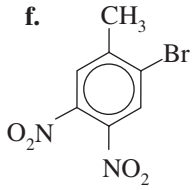
a. 

b. 

c. 

d. 

e. 

f. 

17. Escriba la fórmula estructural de los siguientes compuestos:

a. tolueno

b. yodobenceno

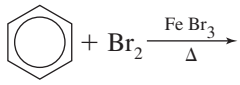
c. *m*-nitroyodobenceno

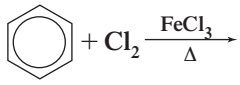
d. *p*-yodotolueno

e. *o*-clorotolueno

f. 2,4,6-trinitrotolueno (el explosivo conocido como TNT)

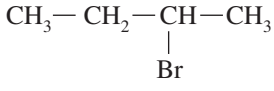
18. Complete y balancee la ecuación de las siguientes reacciones químicas:

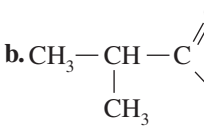
a. 

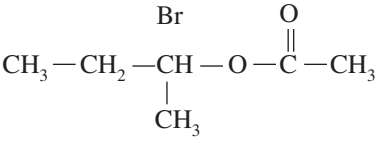
b. 

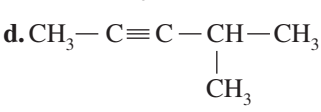
Derivados de hidrocarburos (véase la sección 18.7)

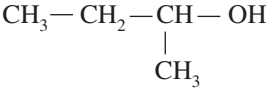
19. Identifique los derivados de hidrocarburos en cada uno de los siguientes compuestos como (1) halogenuro orgánico, (2) alcohol, (3) éter, (4) aldehído, (5) cetona, (6) ácido carboxílico, (7) éster, (8) amina o (9) amida. Encierre en un círculo cada grupo y escriba su nombre:

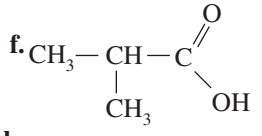
a. 

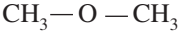
b. 

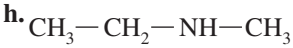
c. 

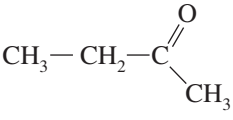
d. 

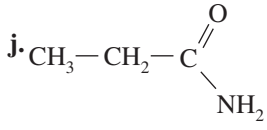
e. 

f. 

g. 

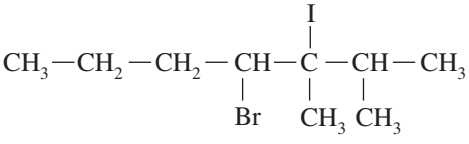
h. 

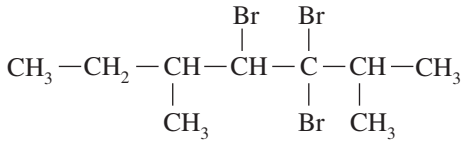
i. 

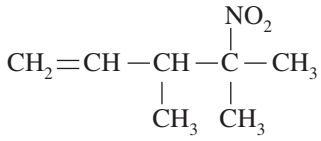
j. 

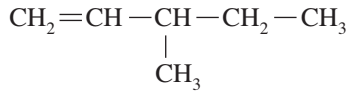
Problemas generales

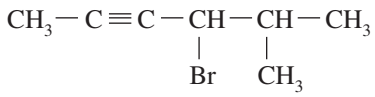
20. Escriba el nombre IUPAC de cada uno de los siguientes compuestos:

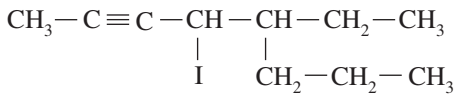
a. 

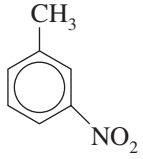
b.


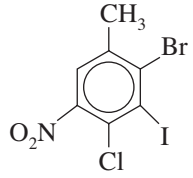
c.


d.


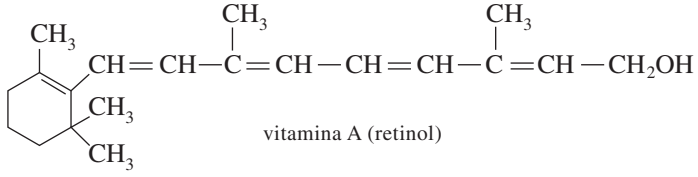
e.


f.


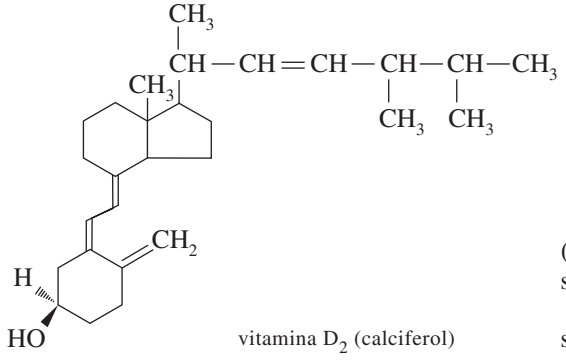
g.


h.


21. Identifique los grupos (1) alqueno, (2) alquino y (3) aromático en cada uno de los siguientes compuestos. Encierre en un círculo cada grupo y escriba su nombre:

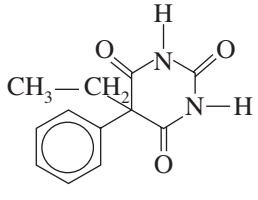
a.


vitamina A (retinol)

b.


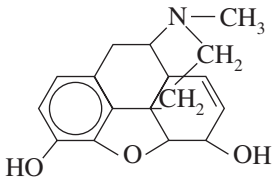
vitamina D_2 (calciferol)

(► indica un enlace que se encuentra fuera del plano; ┈ indica un enlace que se encuentra atrás del plano)

c.


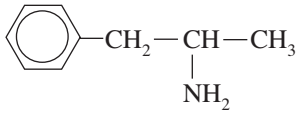
fenobarbital

d.



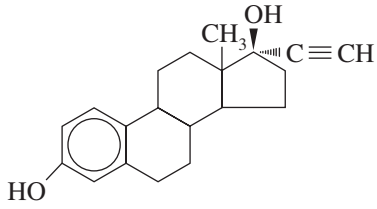
morfina

e.



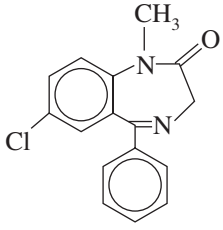
anfetamina (bencedrina)

f.



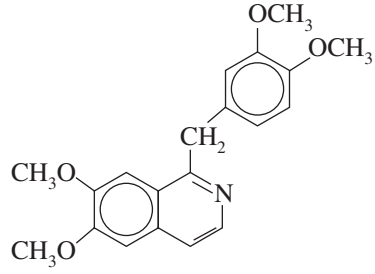
etinilestradiol (Estinil,
hormona sexual femenina)

g.



diacepam (Valium)

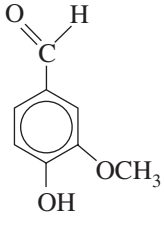
h.



papaverina

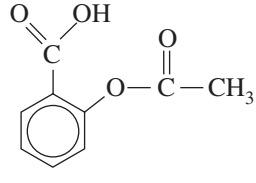
22. Identifique los derivados de hidrocarburos en cada uno de los siguientes compuestos como (1) halogenuro orgánico, (2) alcohol, (3) éter, (4) aldehído, (5) cetona, (6) ácido carboxílico, (7) éster, (8) amina o (amida). Encierre en un círculo cada grupo y escriba su nombre:

a.



vainillina (agente saborizante en la vainilla)

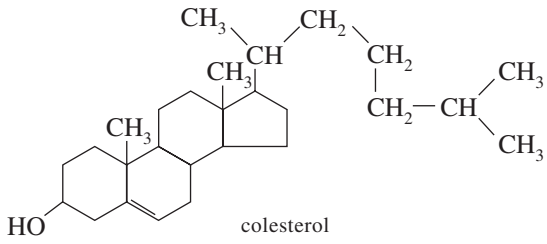
b.



ácido acetilsalicílico (aspirina)

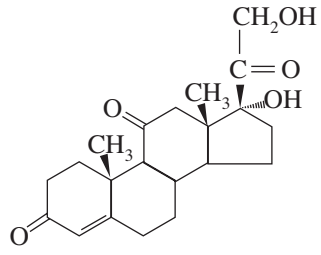
(*Sugerencia:* Un compuesto que tiene un grupo —OH en el anillo de benceno *no es* un alcohol; pertenece a una clase de compuesto no analizada en esta sección, los llamados fenoles).

c.



colesterol

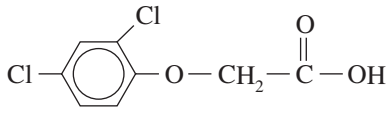
d.



cortisona (fármaco antiinflamatorio)

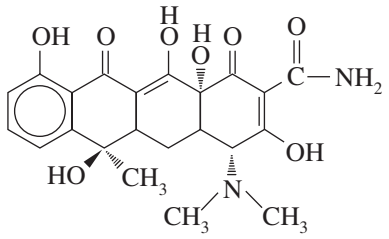
(► indica un enlace que se encuentra fuera del plano; ▪▪▪ indica un enlace que se encuentra atrás del plano)

e.



2,4-D (herbicida que mata plantas de hoja ancha)

f.

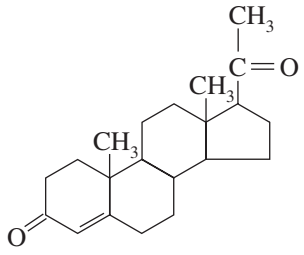


tetraciclina (antibiótico)

(► indica un enlace que está fuera del plano; ▪▪▪ indica un enlace que está atrás del plano)

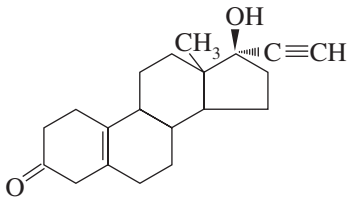
(*Sugerencia:* Un compuesto con un grupo —OH unido a un anillo de benceno *no es* un alcohol; pertenece a una clase de compuesto no analizada en esta sección, los llamados fenoles).

g.



progesterona (hormona)

h.



noretinodrel (ingrediente del anticonceptivo oral Enovid)

(► indica un enlace que está fuera del plano; ||||| indica un enlace que está atrás del plano)

23. Cierto hidrocarburo alifático dio como resultado en un análisis 80.0% de carbono y 20.0% de hidrógeno. A 30°C y 640 torr de presión, 0.285 g de gas ocupó un volumen de 280 mL. Calcule la fórmula molecular, escriba la fórmula estructural y el nombre IUPAC del hidrocarburo alifático. (*Sugerencia:* Véanse las secciones 8.5 y 11.9).

24. Un importante constituyente de la cáscara de naranja o limón es el limoneno. El limoneno ($C_{10}H_{16}$, masa molar = 136.0 g) es el responsable de la fragancia de estas cáscaras. La reacción entre el bromo y los compuestos que contienen dobles enlaces pueden realizarse como una titulación (véase la sección 15.4). El bromo (Br_2, rojo oscuro) se añade a una disolución del compuesto orgánico hasta que el color rojo oscuro persista, en ese punto hemos agregado suficiente bromo para que reaccione con todos los dobles enlaces. Una muestra de 0.476 g de limoneno reacciona con exactamente 1.12 g de bromo antes de que persista el color rojo del bromo. ¿Cuántos dobles enlaces están presentes en el limoneno?

25. En el tratamiento de intoxicación aguda con metanol se utiliza disolución isotónica de carbonato ácido de sodio, que se administra por vía intravenosa para neutralizar la acción del ácido fórmico (HCO_2H) que se forma en el metabolismo del metanol. Escriba una ecuación química balanceada de esta reacción de neutralización.

26. Escriba las fórmulas condensadas para los isómeros de los siguientes compuestos. (El número entre paréntesis es la cantidad de isómeros del compuesto).

a. C_3H_7Cl (2)

b. $C_6H_4Cl_2$, en un benceno sustituido (3)

c. C_2H_6O tome en cuenta diferentes grupos funcionales (2)

d. C_3H_8O tome en cuenta diferentes grupos funcionales (3)

27. En el análisis de cierto alqueno los resultados fueron: 85.7% de carbono y 14.3% de hidrógeno. A 27°C y 630 torr, el gas tenía una densidad de 1.42 g/L. Calcule la fórmula molecular del alqueno, escriba su fórmula estructural y su nombre IUPAC.

28. El colesterol ($C_{27}H_{46}O$) es un constituyente importante de las células en los seres humanos. Sin embargo, los niveles elevados de colesterol en la dieta han sido relacionados con la arterioesclerosis (endurecimiento de las arterias) y las enfermedades del corazón. Durante el aislamiento del colesterol a partir de las piedras biliares, parte del procedimiento incluye la reacción entre el colesterol, que tiene un doble enlace carbono-carbono, y el bromo, para obtener dibromuro de colesterol ($C_{27}H_{46}Br_2O$).

$$C_{27}H_{46}O + Br_2 \longrightarrow C_{27}H_{46}Br_2O$$

Masas molares:	386.0 g	159.8 g	545.8 g

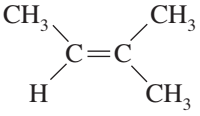
Calcule: (a) el rendimiento teórico y (b) el porcentaje de rendimiento, si 1.27 g de colesterol reaccionan con 0.789 g de bromo para dar 1.35 g de dibromuro de colesterol. (*Sugerencia:* Revise los ejemplos de reactivo limitante en la sección 10.4).

Cuestionario A del capítulo 18 (secciones de la 18.1 a la 18.3)

1. Identifique la geometría (tetraédrica, 109.5°; plana, 120°; lineal, 180°) en todos los átomos de carbono de las siguientes moléculas.

a. $CH_3-C\equiv C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_3$

b.



2. Escriba las fórmulas condensadas de los cinco isómeros de C_6H_{14}.

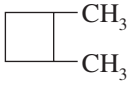
3. Diga cuál es el nombre IUPAC de los siguientes compuestos:

a. $CH_3-\underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{\overset{\displaystyle Cl}{\overset{|}{C}}}}-CH_2-CH_2-CH_3$

b. $CH_3-\underset{\displaystyle Br}{\underset{|}{\overset{\displaystyle NO_2}{\overset{|}{C}}}}-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_2-CH_3$

c. $CH_3-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-\underset{\displaystyle CH_2-CH_2-CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3$

d.



4. Escriba la fórmula estructural de los siguientes compuestos:

a. 1,3-diclorohexano

b. clorociclohexano

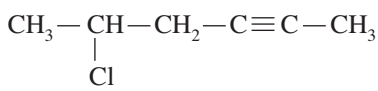
5. Complete y balancee la ecuación de *mono*halogenación de la siguiente reacción química:

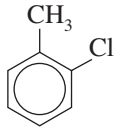
$$CH_3—CH_3 + Cl_2 \xrightarrow[\text{luz}]{\Delta \text{ o}}$$

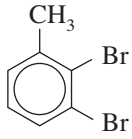
Cuestionario B del capítulo 18 (secciones de la 18.4 a la 18.6)

1. Escriba el nombre IUPAC de los siguientes compuestos:

a. $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH=CH_2$

b. 

c. 

d. 

2. Escriba la fórmula esructural de cada compuesto:

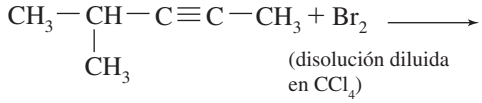
a. ciclopenteno

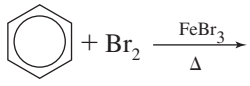
b. 1-bromo-4,5-dimetil-1-hexino

c. 2,4-diclorotolueno

d. 2,3-dicloro-4-nitrotolueno

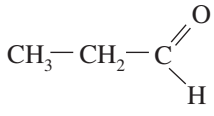
3. Complete y balancee la ecuación de las siguientes reacciones químicas:

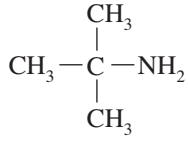
a. 

b. 

✓ Cuestionario C del capítulo 18 (sección 18.7)

1. Encierre en un círculo el grupo funcional de las siguientes moléculas y escriba el nombre.

a. 

b. 

2. Dibuje el grupo funcional asociado con cada una de las siguientes clases de derivados de hidrocarburos.

a. cetona

b. alcohol

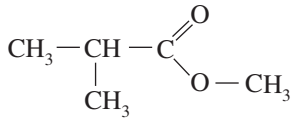
c. amida

d. éter

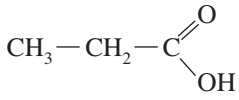
3. Identifique los derivados de hidrocarburos en los siguientes compuestos como (1) halogenuro orgánico, (2) alcohol, (3) éter, (4) aldehído, (5) cetona, (6) ácido

carboxílico, (7) éster, (8) amina o (9) amida. Encierre en un círculo cada grupo y escriba su nombre:

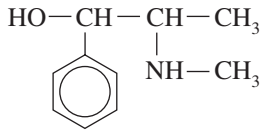
a.



b.

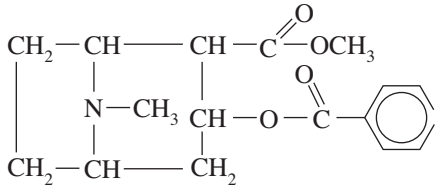


c.



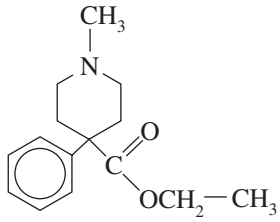
efedrina

d.



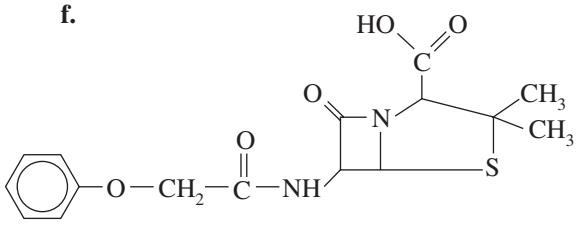
cocaína

e.



demerol

f.

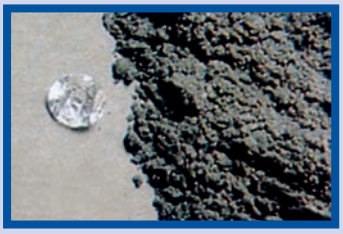


penicilina V

Carbono
(Símbolo: C)

El elemento CARBONO: desde la joyería hasta los palos de golf

DESDE



Las dos formas estables del carbono puro son muy diferentes en apariencia y es muy probable que usted ya esté familiarizado con ellas: el grafito (a la derecha) y el diamante (a la izquierda).

HASTA

Golfista con un palo de golf hecho con fibra de carbono. ¡Los golpes justos para hacer un hoyo!

Nombre: El nombre del carbono deriva del latín *carbo*, que significa "carbón mineral" o "carbón de leña". El nombre del grafito viene del griego *grafein,* que significa "escribir".

Formas: El carbono puro se presenta en dos formas, grafito y diamante. El carbono impuro toma muchas otras formas (véase Abundancia). En la actualidad se han preparado y estudiado compuestos con las fórmulas C_{60} y C_{70}. Estos materiales son ejemplos de carbono puro que hasta hace poco se desconocían. La molécula C_{60} tiene la forma de un balón de fútbol soccer (12 pentágonos y 20 hexágonos) y tiene propiedades eléctricas y magnéticas extraordinarias. Se les nombra fulerenos.

Apariencias: El grafito es una sustancia blanda, negra, en la que se unen los carbonos para formar láminas grandes. Los diamantes, que pueden ser cristales incoloros o coloridos, son las sustancias naturales más duras que se conocen.

Abundancia: Los depósitos de carbón mineral, grafito y diamante son principalmente de carbono mientras que el petróleo y el gas natural contienen carbono en combinación con hidrógeno. El carbono se presenta como $CaCO_3$ (piedra caliza, mármol, gis) y $CaMg(CO_3)_2$ (dolomita). Los organismos vivos contienen cantidades importantes de carbono. El carbono se encuentra en el aire como CO_2 en una proporción de aproximadamente 0.035% referido al volumen.

Origen: Algunas formas de carbono (grafito natural y diamantes) se obtienen de los recursos naturales. Otras formas (carbón activado, grafito artificial, diamantes artificiales, negro de humo) se preparan a partir de la hulla o carbón mineral, del petróleo, de la madera o del gas natural mediante carbonización y calentamiento con diversos materiales de carga aglutinantes. Los aditivos en el grafito artificial le confieren una variedad de propiedades importantes (termorresistencia, inercia ante los ácidos y las bases).

Usos comunes: Los diamantes se utilizan como gemas, pero también tienen otros usos como puntas de barreno, abrasivos

y herramientas cortantes debido a su dureza. El uso más importante del carbono se da en la industria del acero. El coque (una forma de carbono) se calienta con oxígeno y óxidos de hierro en un alto horno donde el coque y el oxígeno forman monóxido de carbono, que reduce el hierro(II) y hierro(III) a hierro metálico.

$$2\ C(s) + O_2(g) \longrightarrow 2\ CO(g)$$

$$Fe_2O_3(l) + 3\ CO(g) \longrightarrow 2\ Fe(l) + CO_2(g)$$

$$FeO(l) + CO(g) \longrightarrow Fe(l) + CO_2(g)$$

El grafito es relativamente inerte y tiene una conductividad eléctrica elevada, por lo que es adecuado para la elaboración de electrodos. Los electrodos de grafito se utilizan para calentar hornos a altas temperaturas en la producción de aceros inoxidables y aluminio. Los electrodos de grafito también se utilizan en la producción electrolítica de flúor (F_2), sodio (Na) y litio (Li).

El grafito artificial, un buen aislante del calor que conserva su resistencia a altas temperaturas, se utiliza para revestir altos hornos y las toberas de los cohetes.

Las fibras de carbono, elaboradas con rayón o poliacrilonitrilo, son resistentes pero relativamente ligeras. Proporcionan resistencia y flexibilidad a los mangos de los palos de golf, raquetas de tenis, esquíes, arcos y cañas de pescar.

El negro de humo se utiliza para dar resistencia a los neumáticos y como pigmento en tintas y pinturas. Otros usos del carbono incluyen la purificación del agua y el gas (carbón activado), electrodos de celda seca (grafito) y minas de lápices (grafito).

Acontecimientos raros: El paso de grandes cantidades de corriente entre dos electrodos de grafito produce una luz brillante de intensidad elevada. Estas lámparas de arco de carbono se utilizan en los proyectores de luz concentrada y de exploración y como fuente luminosa en proyectores de cine y teatro.

Química sustentable y CTS

Tabaco y alcohol, el impuesto de los tontos

La planta del *tabaco*, (*Nicotiana tabacum)* así nombrada en honor a Jean Nicot, quien la promovió con fines medicinales, proviene de América. Es una solanácea relacionada con la papa, la belladona y la mandrágora. Su composición química es muy variada, y se han encontrado casi 4000 sustancias producidas por la quema de la planta. Éstas se agrupan en gases y sustancias particuladas. La fase gaseosa contiene varios compuestos indeseables: monóxido de carbono, dióxido de carbono, amoniaco, nitrosaminas volátiles, óxidos de nitrógeno, cianuro de hidrógeno, derivados del azufre y de los nitritos, hidrocarburos volátiles, alcoholes, aldehídos y cetonas. La fase particulada, contiene nicotina, agua y alquitrán, mezcla de hidrocarburos aromáticos policíclicos, algunos de los cuales son probados cancerígenos.

Las manifestaciones de toxicidad de los fumadores crónicos son numerosas y muchas de ellas graves. Una lista incompleta de ellas incluye: disminución de la expectativa de vida, afecciones cardiovasculares, aceleración o agravamiento de la artereoesclerósis. Mayor incidencia de problemas crónicos como bronquitis, enfisema, sinusitis, úlceras, etc. Mayor riesgo para desarrollar cáncer de pulmón, laringe, cavidad oral, esófago, vejiga y páncreas. Potenciación de los efectos de cancerígenos ambientales, como asbesto, óxidos de azufre y otros. Disminución de la fertilidad y mayor incidencia de abortos espontáneos, disminución significativa del peso del niño al nacer cuando la mujer ha fumado durante el embarazo, así como mayor peligro de mortalidad perinatal y de muerte súbita del infante. Problemas de sueño, depresión, irritabilidad y angustia.

El problema del fumador pasivo o involuntario es también de consideración: aquellos sujetos, niños o adultos que están cerca de fumadores también están expuestos a los mismos problemas que el fumador, pues se ven afectados por los efectos irritantes del humo del tabaco, así como por todos los riesgos antes mencionados. Los hijos de padres fumadores son más susceptibles a padecer bronquitis y neumonía durante el primer año de vida, que los hijos de los no fumadores.

No existe ninguna duda sobre el hecho de que la nicotina constituye la principal, si no la única, sustancia adictiva del tabaco.

El **tabaquismo** establece una forma clara de adicción, en este sentido comparable a la producida por la heroína o la cocaína.

Otras pruebas que confirman el papel adictivo de la nicotina, radican en el hecho de que la mayoría de los fumadores que quieren dejar de fumar, no pueden lograrlo, y que cuando lo hacen exhiben signos de abstinencia, como aumento del

apetito, de peso, irritabilidad, angustia, inquietud, dificultad para concentrarse, insomnio, dolores de cabeza, etc. Este *síndrome de abstinencia* aparece relativamente rápido, usualmente dentro de las primeras 24 horas después de iniciada la supresión del tabaco.

Alcohol

La palabra alcohol proviene del árabe *alkuhl*, que se refiere a algo sutil, al "espíritu" del vino. Los efectos del alcohol probablemente han sido conocidos por la humanidad desde los principios de su historia, pues las condiciones necesarias para su producción han existido desde hace milenios: el azúcar, el agua, la levadura y la temperatura adecuada. El proceso por medio del cual estos elementos se mezclan para formar el alcohol, se denomina **fermentación**.

Además de su contenido de alcohol, las bebidas contienen otros elementos químicos que le imparten sabor, color, olor y otras características. Estos elementos se llaman congéneres. El vodka y la ginebra contienen menos congéneres que el whisky o el ron. Los congéneres modifican la absorción del alcohol en el estómago e intestino: mientras mayor sea la proporción de éstos en la bebida, más lenta será la absorción del alcohol.

Una vez que el alcohol llega a la sangre, se distribuye en forma homogénea en todo el organismo, incluyendo la circulación fetal en las mujeres embarazadas (el alcohol puede producir retardo mental en el feto).

El metabolismo del alcohol difiere del de muchas otras drogas: en sujetos con función hepática normal se metabolizan aproximadamente 10 mL de alcohol por hora. Si se ingiere un volumen superior, el alcohol se empieza a acumular en la sangre, y por tanto, en el cerebro, y sus efectos aumentan. Este alcohol en estado libre no metabolizado es el que causa los efectos embriagantes, o lo que es lo mismo, son depresores de la función cerebral.

El alcohol induce el daño hepático, cuya consecuencia es la cirrosis, e irrita directamente el sistema gastrointestinal. En el caso del sistema nervioso, se pueden observar trastornos mentales serios, como pérdida de la memoria, deterioro del aprendizaje, inflamación de los nervios, incluso llegar al llamado síndrome de Korsakoff, estado psicótico (de pérdida de la realidad) causado por el alcoholismo, aunado a la desnutrición y las deficiencias vitamínicas crónicas.

El uso continuo o frecuente del alcohol induce la tolerancia al igual que los barbitúricos y otras drogas.

La combinación del alcohol con las drogas puede ser peligrosa, en particular con las sustancias que alteran el sistema nervioso. El alcohol potencializa la acción de los depresores del sistema nervioso, como son los anestésicos, barbitúricos, tranquilizantes y antihistamínicos.

Existen múltiples programas para alejarse del tabaco y del alcohol, pero todos ellos requieren de la motivación del individuo. Esta motivación debe enfrentarse a

un contexto social a veces adverso: puede resultar difícil , más no imposible, resistir la tentación de fumar y tomar una copa en una fiesta, en una comida o frente a un anuncio publicitario. ¡Sí es posible dejar de fumar y de beber, y el intento bien vale la pena!

Referencias

Simón Brailowsky, *Las sustancias de los sueños: Neuropsicofarmacología*.

http://omega.ilce.edu.mx:3000/sites/ciencia/volumen3/ciencia3/130/htm/lassusta.htm

¡Explícalo tú!: Los alcoholes coloridos

Objetivo: Demostrar la oxidación de los alcoholes primarios y secundarios, por medio del dicromato de potasio.

Materiales:

- $K_2Cr_2O_7$ 0.015 *M* en H_2SO_4 3 *M*
- Alcohol propílico (1-propanol)
- Alcohol *sec*-butílico (2-butanol)
- Alcohol *ter*-butílico (2-metil-2-propanol)
- 3 tubos de ensayo de 10 x 150 mm
- 1 probeta de 10 mL
- varilla de vidrio (agitadores)

Procedimiento:

En tres tubos de ensayo agregar, a cada uno, 5 mL de cada uno de los tres alcoholes.

A cada uno de los tubos de ensayo, adicionar 5 mL de disolución de dicromato de potasio 0.015 *M* en ácido sulfúrico 3 *M*. Agitar rápidamente y hacer observaciones.

Al terminar el experimento recolectar el contenido de los frascos en un recipiente previamente identificado, para su posterior tratamiento.

http://genchem.chem.wisc.edu/demonstrations/Gen_Chem_Pages/22organicpage/organicmain.htm

Capítulo 19

Química nuclear

*El super HILAC (*Heavy Iron Lineal Accelerator, *Acelerador Lineal de Hierro Pesado) en el laboratorio Lawrence Berkeley de la Universidad de California. Los elementos con números atómicos 102 (nobelio, No), 103 (laurencio, Lr), 104 (rutherfordio, Rf) y 105 (hahnio, Ha), se descubrieron utilizando este instrumento. El elemento 106 (seaborgio, Sg) se preparó utilizando una versión más actualizada de este instrumento. (Cortesía de Glenn T. Seaborg del Laboratorio Lawrence Berkeley, Universidad de California).*

Objetivos del capítulo 19

1. Definir el término reacción nuclear y radiactividad natural y describir los tres tipos básicos de radiactividad natural y su comportamiento cuando pasan a través de un campo eléctrico (sección 19.1).
2. Definir las partículas alfa y beta y los rayos gamma y escribir las ecuaciones nucleares balanceadas en las que intervienen las emisiones alfa y beta (sección 19.2).
3. Explicar cómo los científicos producen elementos radiactivos que no se encuentran en la naturaleza y definir la radiactividad artificial, el positrón y la captura de electrones, y escribir las ecuaciones nucleares balanceadas en las que existe degradación por emisión de positrones o por captura de electrones (sección 19.3).
4. Definir la vida media de un isótopo radiactivo y las unidades Curie y Becquerel para la medición de la radiactividad. Utilizar el dato de vida media para resolver problemas que comprenden la degradación de un isótopo durante un período de tiempo (sección 19.4).
5. Enumerar cuatro usos de los isótopos radiactivos y explicar sus beneficios (sección 19.5).
6. Definir fisión nuclear y explicar cómo se aplica en una reacción por fisión nuclear —una bomba atómica (sección 19.6).
7. Definir fusión nuclear y explicar cómo se aplica en las reacciones por fusión nuclear —el Sol y la bomba de hidrógeno (sección 19.7).
8. Explicar cómo se genera la energía eléctrica en las plantas de energía por fisión nuclear, así como los problemas asociados con estas plantas. Explicar cómo las plantas de energía por fusión nuclear posiblemente pueden generar la energía eléctrica del futuro, así como los problemas a los que se enfrentan los científicos durante el desarrollo de estas plantas (sección 19.8).

Cuenta regresiva

Puede utilizar la tabla periódica.

5. Escriba la abreviatura y la carga relativa de las siguientes partículas subatómicas (sección 4.3):

a. electrón (e^- y $1-$)

b. protón (p o p^+ y $1+$)

c. neutrón (n o n^0 y 0)

4. En cada uno de los siguientes *átomos*, calcule la cantidad de protones y neutrones presentes en el núcleo y la cantidad de electrones fuera del núcleo (sección 4.4):

a. $^{238}_{92}U$ (92p 146n $92e^-$)

b. $^{99}_{43}Tc$ (43p 56n $43e^-$)

3. En cada uno de los siguientes *iones*, calcule la cantidad de protones y de neutrones presentes en el núcleo y la cantidad de electrones fuera del núcleo (sección 6.4):

a. $^{238}_{92}U^{4+}$ (92p 146n $88e^-$)

b. $^{99}_{43}Tc^{7+}$ (43p 56n $36e^-$)

2. Realice las siguientes conversiones y exprese su respuesta en notación científica (secciones de la 2.6 a la 2.8):

a. 0.400 mg a microgramos

$(4.00 \times 10^2\ \mu g)$

b. 6.25×10^{-8} g a microgramos

$(6.25 \times 10^{-2}\ \mu g)$

1. Una muestra de 15.0 kg de mineral de uranio contiene 106 g de uranio-235. ¿Cuál es el porcentaje de uranio-235 en la muestra? (Secciones 2.2 y 8.4)

(0.707%)

Todos los escolares saben que en 1492 un italiano llamado Cristóbal Colón "descubrió" el Nuevo Mundo. Pero, ¿sabía usted que en 1942 otro italiano, Enrico Fermi, llevó a la química —y al mundo en general— a una nueva era, la era nuclear? En ese año, Fermi y sus colaboradores dirigieron con éxito una reacción nuclear controlada y establecieron así la importancia de la química nuclear.

Aunque hemos señalado, en el capítulo 4, que los átomos tienen un núcleo que contiene protones y neutrones, así como una región externa ocupada por electrones, hemos ignorado en gran medida al núcleo en favor de los electrones. Después de todo, la actividad de estos últimos es la que determina las principales características químicas de un elemento y la forma en que reacciona con otras sustancias. Sin embargo, en este capítulo vamos a tomar en cuenta las reacciones en las que participa el núcleo de los elementos y las formas en las que la química nuclear afecta nuestra vida. Sólo mediante la comprensión de las fuerzas que se encuentran en el núcleo podemos empezar a entender el impacto de la química nuclear en el mundo en que vivimos. Desde el aspecto benéfico, como es el caso de la medicina nuclear, hasta el amenazante, como son las armas nucleares, la química nuclear nos afecta a todos.

19.1 Radiactividad natural

Aunque Fermi fue el primero en realizar una reacción *artificial autosostenida* en la cual el núcleo del átomo cambió su composición —es decir, produjo una **reacción nuclear**—, este acontecimiento no hubiera sido posible si no fuera por el arduo trabajo (y la fortuna) de los primeros científicos. En particular, la ciencia de la química nuclear debe mucho al físico alemán Wilhelm Roentgen (1845-1923) y al físico francés Antoine Henri Becquerel (1852-1908). Roentgen descubrió que los rayos X podían penetrar el cuerpo humano y dejar una imagen sobre una placa fotográfica. En ese tiempo, Becquerel se encontraba estudiando las sustancias que emitían "rayos luminosos" luego de haber sido expuestas al Sol. Después del descubrimiento de Roentgen, Becquerel tomó las sales de uranio que el primero utilizaba en sus experimentos e intentó determinar si los rayos X de Roentgen se producían con la exposición al Sol.

Reacción nuclear Una reacción en la que el núcleo del átomo cambia su composición.

A fin de probar sus hipótesis, Becquerel colocó sales de uranio encima de una placa fotográfica envuelta en papel negro y la expuso a la luz solar. Como se esperaba, la placa mostró que los rayos habían penetrado el papel. Pero cuando Becquerel trató de repetir su experimento, se encontró con un prolongado clima nublado y colocó el envoltorio en una gaveta. Algunos días después, sin luz de Sol a la vista, decidió revelar la placa de cualquier manera. Para su sorpresa, la placa tenía marcada una imagen. Becquerel se vio obligado a admitir que las sales de uranio emitían alguna forma de rayos semejantes a los rayos X. Estas emisiones espontáneas que acompañan los cambios en el núcleo de los átomos se llaman **radiactividad**. Dos años después, en 1898, la química polacofrancesa Marie Sklodowska Curie (1867-1934) y su esposo, el francés Pierre Curie (1859-1906), descubrieron otras dos sustancias radiactivas que se encuentran en la naturaleza: el polonio y el radio.*

Radiactividad Emisión espontánea que se acompaña de cambios en el núcleo de los átomos.

* Para aislar el radio, Marie Curie aisló 100 mg de cloruro de radio casi puro a partir de una tonelada (alrededor de 1000 kg) de mineral de uranio mediante repetidas cristalizaciones —una tarea realmente ardua. Pierre Curie, físico, realizó la mayor parte de las mediciones físicas relacionadas con esta investigación, mientras que Marie Curie llevó a cabo la investigación química. En 1903 recibieron como equipo el premio Nobel en Física, junto con Becquerel. En 1911, después de la muerte de Pierre, Marie Curie recibió el premio Nobel de Química por haber aislado el elemento polonio y haber descrito las propiedades químicas del radio y el polonio. Fue la primera mujer que recibió el premio Nobel y la primera *persona* en recibirlo *dos veces*.

¿Por qué algunos isótopos son radiactivos y otros no? Un factor importante es la relación de neutrones y protones en un núcleo dado. Los protones tienen carga positiva y por tanto se repelen entre sí. Se requiere la presencia de neutrones para evitar que el núcleo se disperse. A medida que se incrementa la cantidad de protones en el átomo, se requiere un gran número de neutrones para mantener la estabilidad del isótopo.

En la mayor parte de los elementos, existe un nivel por encima del cual la cantidad de neutrones debe ser la adecuada para mantener unido el núcleo. Muy pocos neutrones pueden hacer que un isótopo sea radiactivo. Por ejemplo, el ^{208}Pb (plomo-208) tiene 82 protones y 126 neutrones y no es radiactivo. Sin embargo, tanto el plomo-200 como el plomo-212 son inestables. El plomo-200 tiene *pocos neutrones* (118), y el plomo-212, tiene *demasiados* (130). La mayor parte de los isótopos que se encuentran en la naturaleza no son radiactivos y no emiten radiación nuclear. La conclusión de Becquerel en relación con la existencia de diferentes tipos de rayos radiactivos se confirmó con la investigación adicional. En 1899, Ernest Rutherford (1871-1937), un físico inglés,* realizó un experimento utilizando un instrumento como el que se representa en la figura 19.1. Como podemos ver, encontró que un tipo de rayo, al que llamó *rayos alfa* (ahora lo llamamos *partículas alfa*), tenía carga positiva y era atraído hacia el campo eléctrico negativo. Otro tipo de rayo, que llamó *rayos beta* (ahora lo llamamos *partículas beta*), tenía carga negativa y era atraído hacia el campo eléctrico positivo. Un tercer tipo de rayo, que llamó *rayos gamma*, tenía carga eléctrica neutra y no era afectado por el campo eléctrico.

Las abreviaturas de las partículas alfa y beta y de los rayos gamma suelen representarse utilizando las primeras tres letras del alfabeto griego, α, β y γ. Las sustancias radiactivas que se encuentran en un estado natural sólo emiten estos tres tipos de radiación

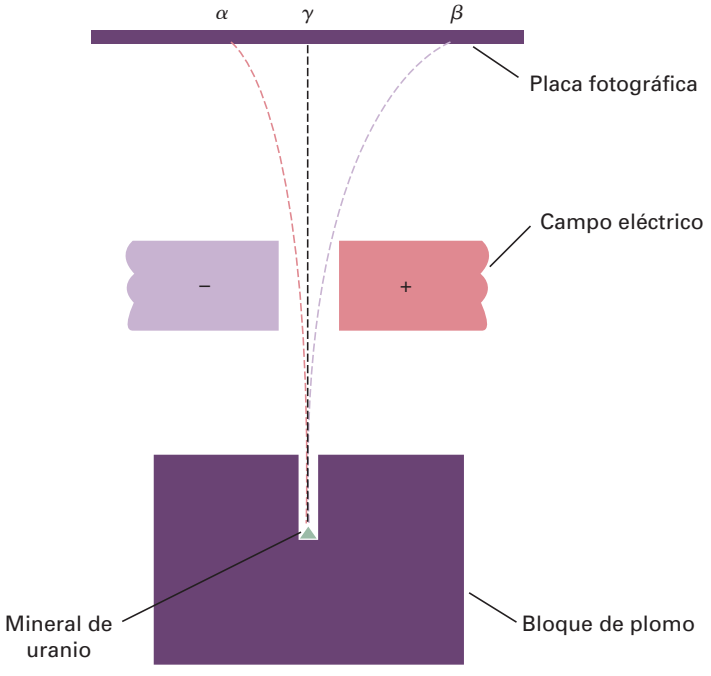


FIGURA 19.1
Radiación nuclear proveniente de una pequeña cantidad de mineral de uranio bajo la influencia de un campo eléctrico.

* Consideramos usualmente al físico Ernest Rutherford como ciudadano británico, debido a que la mayoría de sus investigaciones las llevó a cabo en Inglaterra. Realmente nació en Nueva Zelanda, donde estudió la mayor parte de su carrera.

nuclear, que en forma colectiva se conocen como **radiactividad natural**. Estas sustancias no emiten partículas alfa y beta de manera simultánea. En un determinado proceso *sólo* se emite *una* de las dos. Sin embargo, los rayos gamma se emiten junto con las partículas alfa y beta.

Radiactividad natural Emisión de partículas alfa, beta y rayos gamma por las sustancias radiactivas que se encuentran en la naturaleza.

Además de tener carga eléctrica diferente, las partículas alfa y beta y los rayos gamma difieren en su poder de penetración, su efecto sobre la salud humana y su capacidad para disociar gases. Por ejemplo, las partículas alfa tienen un poder de penetración muy bajo. Un pedazo de papel sobre la piel es suficiente para detenerlas. Las partículas beta tienen poder de penetración ligeramente mayor pero pueden interferirse utilizando una hoja de aluminio de 4 mm de espesor. Al contrario, los rayos gamma y los rayos X, que *se asemejan a los rayos gamma*, tienen un poder de penetración elevado y sólo pueden detenerse utilizando plomo y concreto.

El poder de penetración tiene serias consecuencias en la salud humana puesto que, si una persona se expone a una cantidad suficiente de cualquier forma de radiactividad puede desarrollar la *enfermedad por radiación* que es potencialmente fatal. Por fortuna, la radiación más peligrosa —las partículas alfa— tiene menos poder de penetración aunque puede penetrar su cuerpo si, por ejemplo, usted inhala partículas de polvo radiactivo. No obstante, incluso cantidades pequeñas de rayos gamma podrían afectar el código genético humano causando mutaciones (99% de las cuales son dañinas). Por consiguiente, los físicos utilizan rayos X con discreción, especialmente cuando son los órganos sexuales los que se exponen a la radiación.

Por último, estos tipos de radiactividad que se emiten en forma natural difieren en su capacidad para disociar los gases que atraviesan. Las partículas alfa tienen el mayor efecto de disociación y los rayos gamma, el menor. Algunos detectores de humo domésticos aprovechan el efecto disociador de las partículas alfa. Contienen una pequeña pieza de americio-241 radiactivo que disocia el aire en el detector y transporta una corriente eléctrica pequeña. El humo interrumpe el efecto de disociación de las partículas alfa, interrumpe la corriente y activa la alarma.

19.2 Ecuaciones para la radiactividad natural

Ahora que sabemos acerca de los efectos de las partículas alfa y beta y de los rayos gamma vamos a ver cómo afectan a los elementos en una reacción nuclear.

Entre los hallazgos de Rutherford está el hecho de que, a medida que los elementos radiactivos liberan estas radiaciones, se transforman en otros elementos. Este cambio es el resultado de la **desintegración radiactiva** que hace que los elementos radiactivos liberen emisiones en primer lugar. Antes de poder escribir las ecuaciones que muestran esta desintegración, debemos saber cómo escribir estos tipos de emisiones radiactivas en forma química.

Desintegración radiactiva Cambio de un elemento radiactivo a otro. Modificaciones que ocurren en la composición de los materiales radiactivos cuando emiten partículas alfa y beta y rayos gamma.

Los químicos expresan las partículas alfa y beta y los rayos gamma en términos de su número atómico y su número de masa (cantidad de protones más cantidad de neutrones; véase la sección 4.4). Una **partícula alfa** (α), que es idéntica al número de un átomo de helio-4, se escribe como ${}^{4}_{2}\text{He}$ debido a que su número atómico es 2 y su número de masa, 4 (2 protones + 2 neutrones). Así, cuando un elemento libera una partícula alfa, *su número atómico disminuye en 4, su número de masa disminuye en 2, y se forma un nuevo elemento*. Por ejemplo, considere la desintegración de uranio-238 por la emisión de partículas alfa:

Partículas alfa (α) Forma de emisión radiactiva idéntica al núcleo de los átomos de helio-4, tiene número atómico 2 y número de masa 4. De esta manera, la emisión de una partícula alfa hace que el número atómico de un elemento disminuya 2 y el número de masa disminuya 4; se representa ${}^{4}_{2}\text{He}$.

$$ {}^{238}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{4}_{2}\text{He} + {}^{234}_{90}\text{Th} \qquad (19.1) $$

El número de masa del uranio-238 disminuye en 4 (238 − 4 = 234), y el número atómico disminuye en 2 (92 – 2 = 90).

Partículas beta (β) Forma de emisión radiactiva que es idéntica a un electrón, tiene una carga de 1− y número de masa 0. De esta manera, la emisión de una partícula beta hace que el número atómico de un elemento se incremente en 1 y el número de masa permanezca igual; se representa como $_{-1}^{0}e$.

Series de desintegración Serie de cambios que sufren las sustancias radiactivas cuando liberan partículas alfa y beta hasta que por último se convierten en isótopo estables (no radiactivos).

Rayos gamma Forma de emisión radiactiva que no tiene carga o masa y por tanto no tiene efecto sobre el número atómico o número de masa de un elemento, no obstante su alta energía; se representa como γ.

Al contrario, una **partícula beta** (β) es idéntica a un electrón. Una partícula beta se representa como $_{-1}^{0}e$. Tiene una carga de 1− y su número de masa es 0 (los electrones tienen una masa insignificante). Es muy probable que las partículas beta se produzcan cuando un neutrón en el núcleo se transforma en un protón ($_{1}^{1}H$):

$$_{0}^{1}n \rightarrow {}_{1}^{1}H + {}_{-1}^{0}e \qquad (19.2)$$

Una partícula beta se libera del núcleo debido a que en el núcleo de los átomos no existen electrones. De esta manera, cuando un elemento libera una partícula beta, (1) su número atómico *aumenta* en 1, (2) su número de masa permanece igual y, también, (3) se forma un elemento nuevo. Por ejemplo, suponga la desintegración del torio-234 mediante la emisión de partículas beta:

$$_{90}^{234}Th \rightarrow {}_{-1}^{0}e + {}_{91}^{234}Pa \qquad (19.3)$$

El número de masa del nuevo elemento, protactinio-234 (^{234}Pa), es el mismo, pero tiene un número atómico mayor al dígito que el torio-234. El núcleo de protactinio que resulta continúa la desintegración a través de una serie de emisiones de partículas alfa y beta hasta que se convierte en una sustancia *estable*, el plomo-206 ($_{82}^{206}Pb$). Un isótopo estable ya no es radiactivo y no emite radiaciones. En la figura 19.2 se muestra esta *serie de desintegración o de decaimiento*. Una **serie de desintegración** es una serie de cambios que sufren las sustancias radiactivas a medida que liberan partículas alfa y beta hasta convertirse en un isótopo estable (no radiactiva). Existen series similares para otros isótopos radiactivos.

Por último, un **rayo gamma** (γ) no tiene carga ni masa y, por tanto, no tiene efecto sobre el número atómico o número de masa de una sustancia. Los rayos gamma son radiaciones

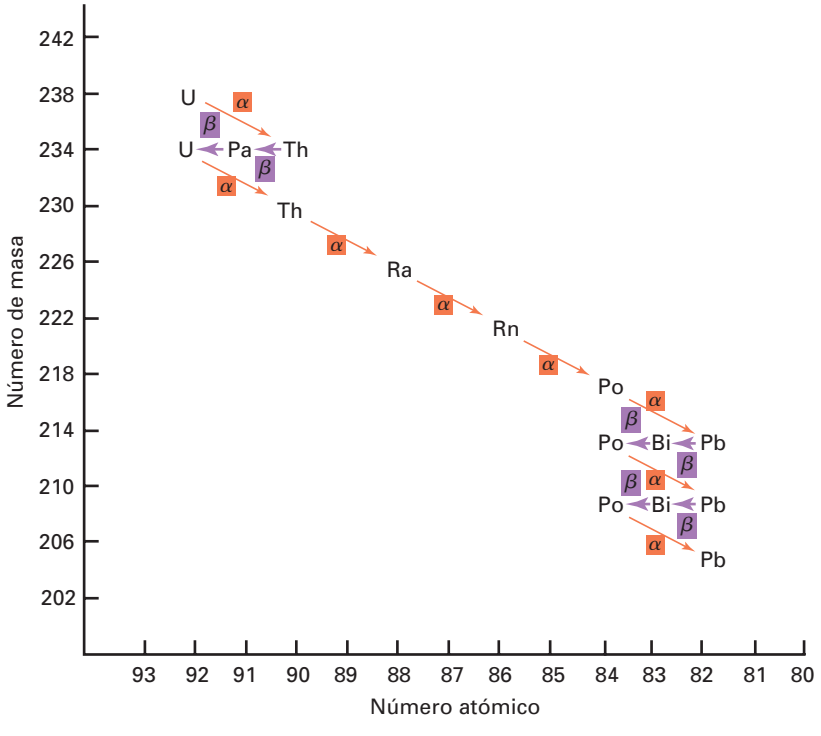


FIGURA 19.2
Serie de desintegración del uranio-238. Las flechas rojas (⟶) indican desintegraciones alfa, y las flechas azules (⟶) indican desintegraciones beta.

electromagnéticas de longitud de onda corta de alta energía, semejantes a los rayos X. Estos rayos se emiten junto con las partículas alfa y beta.

Regla para balancear las reacciones nucleares

La suma de los números atómicos de los reactivos debe ser igual a la suma de los números atómicos de los productos, y la suma de los números de masa de los reactivos debe ser igual a la suma de los números de masa de los productos.

EJEMPLO 19.1

El radio-226 (Ra) se descompone por emisiones alfa. Escriba una ecuación balanceada para esta reacción nuclear.

RESULTADO Según la tabla periódica (en el interior de la portada), encontramos que el número atómico del radio es 88. Una partícula alfa la escribimos como $^{4}_{2}\text{He}$.

$$^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow {}^{4}_{2}\text{He} + ?$$

Para que el número atómico en el reactivo sea igual a la suma de los números atómicos de los productos, el número atómico del elemento nuevo (?) debe ser 86.

$$88 = 2 + x$$

$$x = 86$$

Podemos aplicar el mismo método para el número de masa y así, el número de masa del elemento nuevo (?) es 222.

$$226 = 4 + y$$

$$y = 222$$

Utilizamos de nuevo la tabla periódica y buscamos el elemento cuyo *número atómico* es 86. El símbolo es Rn, radón (véase la lista de elementos y símbolos en el interior de la portada). Por tanto, la ecuación química nuclear de esta reacción es:

$$^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow {}^{4}_{2}\text{He} + {}^{222}_{86}\text{Rn}$$ *Respuesta*

Clave del estudio: Asegúrese de que la *suma de los números de masa* y la *suma de los números atómicos* en cada lado de la ecuación sean *iguales*.

EJEMPLO 19.2

El bromo-82 se descompone por emisiones beta. Escriba una ecuación balanceada para esta reacción nuclear.

RESULTADO Utilizamos la tabla periódica para determinar el número atómico del bromo. Escriba el símbolo de una partícula beta como $^{0}_{-1}\text{e}$.

$$^{82}_{35}\text{Br} \rightarrow {}^{0}_{-1}\text{e} + ?$$

El número atómico del nuevo elemento es 36, y el número de masa es 82:

$$35 = -1 + x \qquad 82 = 0 + y,$$

$$x = 36 \qquad y = 82$$

Nuevamente en la tabla periódica encontramos que el símbolo del elemento con *número atómico* 36 es el Kr, kriptón. Por tanto, la ecuación química nuclear de esta reacción es

$$^{82}_{35}\text{Br} \rightarrow {}^{0}_{-1}\text{e} + {}^{82}_{36}\text{Kr}$$ *Respuesta*

Clave del estudio: En esta reacción, un neutrón cambia a un protón y un electrón. El protón permanece en el núcleo e incrementa el número atómico, el electrón se emite como partícula beta.

Ejercicio de estudio 19.1
Complete y balancee una ecuación química nuclear para la siguiente reacción:

a. El bismuto-211 se desintegra por emisiones alfa ($^{211}_{83}\text{Bi} \rightarrow {}^{4}_{2}\text{He} + {}^{207}_{81}\text{Tl}$)

Resuelva los problemas 9 y 10.

b. El platino-197 (Pt) se desintegra por emisiones beta ($^{197}_{78}\text{Pt} \rightarrow {}^{0}_{-1}\text{e} + {}^{197}_{79}\text{Au}$)

19.3 Radiactividad artificial

No toda la radiactividad se emite únicamente por los isótopos que se encuentran en la naturaleza. En algunos casos, los científicos producen reacciones nucleares (y la radiactividad que este proceso libera) bombardeando diferentes elementos con partículas de movimiento rápido. A estas partículas se les llama partículas de alta energía porque se mueven con mucha rapidez ya que tienen energías cinéticas elevadas. El primero que realizó este experimento fue Ernest Rutherford, quien bombardeó un núcleo de nitrógeno con partículas alfa de alta energía para producir un protón y un átomo de oxígeno con número de masa 17:

$$^{4}_{2}\text{He} + {}^{14}_{7}\text{N} \longrightarrow {}^{1}_{1}\text{H} + {}^{17}_{8}\text{O} \qquad (19.4)$$

Desde entonces se ha realizado una gran cantidad de reacciones nucleares bombardeando diversos elementos con partículas alfa de alta energía, neutrones, protones y deuterones (núcleos $^{2}_{1}\text{H}$).

No es sencillo lograr una desintegración radiactiva artificial. En el caso de Rutherford, la partícula tuvo que golpear con precisión el pequeño núcleo del átomo de nitrógeno para que se llevara a cabo la reacción. Muchas partículas alfa fallaron y no alcanzaron su objetivo antes de que una de ellas golpeara en la forma correcta y la reacción se produjera. De hecho, al recibir el premio Nobel de Química en 1908, Rutherford, un físico, hizo notar en su discurso que la transmutación más rápida con la que había trabajado era la suya, ¡de físico a químico!

Ciclotrón

Casi todas las desintegraciones radiactivas artificiales requieren partículas con energía cinética *muy elevada*. Cuando se necesitan partículas de muy alta energía debe utilizarse un instrumento para acelerar el bombardeo de partículas. Uno de estos aceleradores para las partículas con carga es el **ciclotrón**. Como se muestra en la figura 19.3, un ciclotrón consiste en dos electrodos en forma de D cubiertos por dos electromagnetos de carga opuesta que mueven las partículas imprimiéndoles una trayectoria en espiral. El aparato completo está encerrado al vacío.

Ciclotrón Aparato que se utiliza para acelerar las partículas cargadas.

Para saber cómo funciona un ciclotrón, suponga que partículas alfa de carga positiva se introducen en el centro entre los dos electrodos en forma de D. Si a uno de los electrodos se le da una carga negativa y al otro una carga positiva, la partícula alfa viajará hacia el electrodo negativo porque el negativo atrae al positivo, y será repelida por el electrodo positivo porque cargas iguales se repelen entre sí. Después de que la partícula alfa haya completado el medio ciclo llegando hasta el electrodo con carga opuesta, la carga de los electrodos cambiará: el electrodo negativo se convertirá en positivo y el positivo en negativo. Este proceso continuará hasta que la partícula alfa llegue a la orilla de los electrodos y escape con una carga suficiente para producir una reacción con el núcleo que se bombardea. El paso de una partícula a través de la abertura entre los electrodos en forma de D es vagamente análogo a una persona que salta un riachuelo con la ayuda de dos personas. Una empuja y la otra jala, como se ve en la figura 19.4.

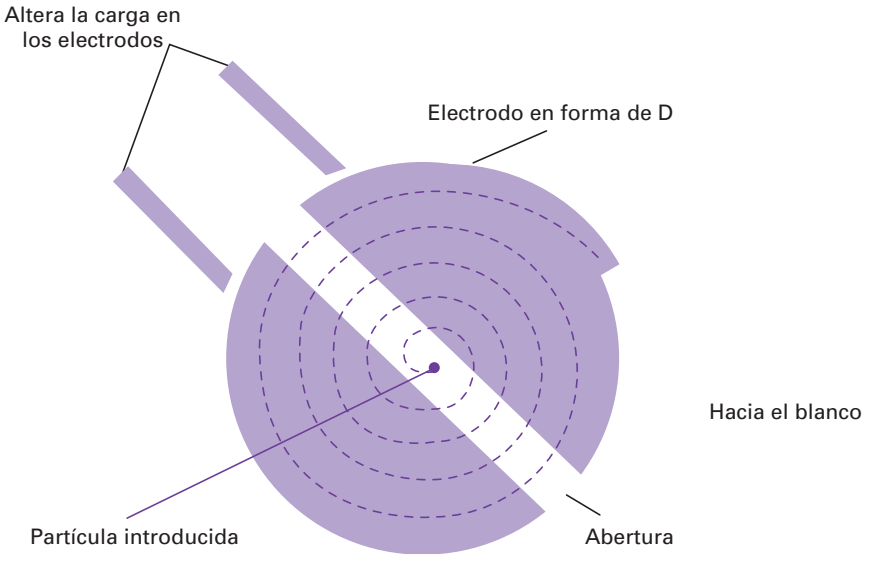


FIGURA 19.3
Trayectoria (---) de una partícula dentro de un ciclotrón. Todo el sistema encerrado al vacío, y arriba y abajo de los electrodos en forma de D se encuentran dos electromagnetos con cargas opuestas que atraen y repelen las partículas.

El bombardeo de nitrógeno de Rutherford produjo un isótopo estable (no radiactivo), el oxígeno-17. No obstante, algunos dan como resultado isótopos radiactivos de un elemento que no se encuentra en la naturaleza. El primer ejemplo de *radiactividad artificial* fue producido en 1934 por dos científicos franceses, Irene Joliot-Curie (1897-1956), hija de Pierre y Marie Curie, y su esposo Frederic Joliot-Curie (1900-1958).

FIGURA 19.4
Analogía entre una persona cruzando un riachuelo y el paso de una partícula a través de la abertura en el ciclotrón. Las cargas iguales se repelen entre sí y las cargas opuestas se atraen.

Radiactividad artificial Emisión radiactiva espontánea de un isótopo que no se encuentra en la naturaleza. Esta forma de radiactividad deriva del bombardeo de un elemento en el laboratorio con partículas emitidas por isótopos radiactivos.

La **radiactividad artificial** es la emisión radiactiva espontánea de un isótopo que no se encuentra en la naturaleza; esta forma de radiactividad se origina en el bombardeo en el laboratorio con partículas emitidas por isótopos radiactivos. Los Joliot-Curie descubrieron que si el boro, el magnesio o el aluminio (todos no radiactivos) se bombardearan con partículas alfa, se emitiría un neutrón ($^{0}_{1}n$) y se formarían otros elementos. Ambos recibieron en 1935 el premio Nobel de Química por su trabajo.

La ecuación nuclear para la reacción del boro y una partícula alfa es la siguiente

$$^{10}_{5}B + {}^{4}_{2}He \rightarrow {}^{13}_{7}N + {}^{1}_{0}n \tag{19.5}$$

Positrones

A la vez que producían el nitrógeno-13, los Joliot-Curie hacían también otro interesante descubrimiento. Los isótopos radiactivos artificiales emiten en ocasiones partículas que no se desprenden de las sustancias radiactivas de origen natural. Por ejemplo, el nitrógeno-13 se desintegra al desprender un *positrón* (también llamado antielectrón). Un **positrón** es idéntico a un electrón positivo. Se representa como $^{0}_{+1}e$ debido a que tiene una carga 1+ y un número de masa 0 (como el electrón, el positrón tiene una masa insignificante). Es muy probable que el positrón se forme en el núcleo cuando un protón se transforma en neutrón:

Positrón Forma de emisión radiactiva idéntica a un electrón positivo, tiene carga 1+ y número de masa 0. Por tanto, la emisión de un positrón hace que el número atómico de un elemento disminuya en 1 y el número de masa permanezca igual; se representa como $^{0}_{+1}e$.

$$^{1}_{1}H \rightarrow {}^{1}_{0}n + {}^{0}_{+1}e \tag{19.6}$$

Al igual que una partícula beta, una partícula positrón tiene un pequeño efecto de disociación y un poder de penetración muy bajo. Cuando un isótopo libera una partícula positrón, su número atómico disminuye en 1 y su número de masa permanece igual. Se produce un nuevo elemento, como en la desintegración de nitrógeno-13 preparado por Irene y Frederic Joliot-Curie [véase la ecuación (19.5)]:

$$^{13}_{7}N \longrightarrow {}^{0}_{+1}e + {}^{13}_{6}C \tag{19.7}$$

Captura de electrones

Captura del electrón Proceso en el que un núcleo "atrapa" un electrón y convierte un protón en un neutrón.

Otro proceso que genera radiactividad artificial se llama *captura de electrones*. La **captura de electrones** es un proceso en el cual un núcleo "atrapa" un electrón fuera del núcleo y convierte un protón en un neutrón:

$$^{1}_{1}H + {}^{0}_{-1}e \rightarrow {}^{1}_{0}n \tag{19.8}$$

Este proceso es inverso al descrito antes (véase la ecuación 19.2) para la producción de una partícula beta. Cuando un elemento experimenta el proceso de captura de electrones, su número atómico disminuye en 1, mientras que su número de masa permanece sin cambio. Se produce un nuevo elemento como en el siguiente ejemplo:

$$^{231}_{92}U + {}^{0}_{-1}e \rightarrow {}^{231}_{91}Pa \tag{19.9}$$

En la tabla 19.1 se resumen las diversas radiaciones nucleares y las características de cada tipo:

TABLA 19.1 Símbolos y propiedades de la radiación nuclear

RADIACIÓN	SÍMBOLO	NÚMERO DE MASA	CARGA	NATURALEZA
Radiactividad natural				
Alfa	$^{4}_{2}\mathrm{He}$	4	2+	Núcleo de helio-4
Beta	$^{0}_{-1}\mathrm{e}$	0	1−	Electrón emitido por un núcleo inestable
Gamma	γ	0	0	Radiación de alta energía
Radiactividad				
Positrón	$^{0}_{+1}\mathrm{e}$	1	1+	Electrón positivo
Neutrón	$^{1}_{0}\mathrm{n}$	1	0	Neutrón
Otras partículas importantes				
Protón	$^{1}_{1}\mathrm{H}$	1	1+	Protón
Electrón	$^{0}_{-1}\mathrm{e}$	0	1−	Electrón fuera del núcleo
Deuterón	$^{2}_{1}\mathrm{H}$	2	1+	Núcleo de hidrógeno-2
Tritón	$^{3}_{1}\mathrm{H}$	3	1+	Núcleo de hidrógeno-3

Veamos los siguientes ejemplos que involucran radiactividad artificial.

EJEMPLO 19.3

El oxígeno-15 se desintegra por emisión de positrones. Complete y balancee una ecuación química nuclear de esta reacción.

RESULTADO Determine el número atómico del oxígeno utilizando la tabla periódica. El símbolo de una partícula positrón es $^{0}_{+1}\mathrm{e}$, y por tanto

$$^{15}_{8}\mathrm{O} \rightarrow {}^{0}_{+1}\mathrm{e} + ?$$

El número atómico del nuevo elemento es 7, y el número de masa es 15:

$$8 = 1 + x$$

$$x = 7$$

Según la tabla periódica, el nuevo elemento es nitrógeno (N), y la ecuación química nuclear de esta reacción es:

$$^{15}_{8}\mathrm{O} \rightarrow {}^{0}_{+1}\mathrm{e} + {}^{15}_{7}\mathrm{N}$$ *Respuesta*

Clave del estudio: En esta reacción un protón cambia a un neutrón y un positrón. De esta manera, disminuye el número atómico del núcleo y se emite el positrón.

EJEMPLO 19.4

El estroncio-82 experimenta captura de electrones para dar un nuevo elemento. Complete y balancee la ecuación química nuclear de esta reacción.

RESULTADO Determine el número atómico del estroncio a partir de la tabla periódica. El símbolo de un electrón es $^{0}_{-1}\mathrm{e}$, y por tanto

$$^{82}_{38}\mathrm{Sr} + {}^{0}_{-1}\mathrm{e} \rightarrow ?$$

Clave del estudio: En la captura de electrones, el electrón ($^{0}_{-1}\mathrm{e}$) se encuentra en el lado de los *reactivos*, no en el de los productos. El elemento *captura* el electrón.

El número atómico del nuevo elemento es 37, y el número de masa es 82:

$$38 + (-1) = x \qquad 82 + 0 = y$$
$$x = 37 \qquad y = 82$$

Utilizando la tabla periódica encontramos que el nuevo elemento es rubidio, y la ecuación química nuclear completa de esta reacción es

$$^{82}_{38}\text{Sr} + {}^{0}_{-1}\text{e} \rightarrow {}^{82}_{37}\text{Rb} \qquad \textit{Respuesta}$$

Ejercicio de estudio 19.2

Complete y balancee una ecuación química nuclear para cada una de las siguientes reacciones:

a. El kriptón-81 experimenta captura de electrones para dar un nuevo elemento.

($^{81}_{36}\text{Kr} + {}^{0}_{-1}\text{e} \rightarrow {}^{82}_{35}\text{Br}$)

b. El rutenio-93 (Ru) se desintegra mediante emisión de positrones.

($^{93}_{44}\text{Ru} \rightarrow {}^{0}_{+1}\text{e} + {}^{93}_{43}\text{Tc}$)

Resuelva los problemas del 11 al 14.

Elementos sintéticos
Elementos hechos por el hombre y que no existen en la naturaleza; algunos llenan los espacios anteriormente existentes en la tabla periódica, que se ha visto ampliada por estos elementos.

Elementos transuránidos
Elementos sintéticos cuyo número atómico excede el 92 (el número atómico del uranio). Han ampliado la tabla periódica.

Además de producir isótopos radiactivos artificiales, el bombardeo también produce algunos **elementos sintéticos**, elementos elaborados por el hombre que no se encuentran en la naturaleza. Es interesante señalar que algunos de estos elementos llenan los espacios que anteriormente existieron en la tabla periódica: tecnecio (Tc, elemento 43), prometio (Pm, elemento 61), astatino (At, elemento 85) y francio (Fr, elemento 87). Al resto de los elementos sintéticos se les llama **elementos transuránidos** porque todos tienen números atómicos superiores al 92, el número atómico del uranio, que es el elemento con numeración más alta que se encuentra en la naturaleza. Todos los elementos transuránidos, incluyendo el mejor conocido, el plutonio, son radiactivos. Hasta ahora los científicos han producido (véase la fotografía inicial de este capítulo y la figura 19.5) los elementos que van desde el 93 (neptunio, Np) hasta los elementos 111 (preparado en 1999) y los dos nuevos elementos descubiertos por científicos rusos en febrero de 2004, el 113 y el 115. Por ejemplo, para preparar el meitnerio (Mt, elemento 109), los científicos bombardearon bismuto-209 con hierro-58 de acuerdo con la siguiente ecuación química nuclear:

$$^{209}_{83}\text{Bi} + {}^{58}_{26}\text{Fe} \rightarrow {}^{266}_{109}\text{Mt} + {}^{1}_{0}\text{n} \qquad (19.10)$$

FIGURA 19.5
El Laboratorio Nacional del Acelerador Fermi (Fermilab) en Batavia, Illinois (cerca de Chicago) tiene un gigantesco acelerador de partículas que tiene más de 6 km de diámetro.

Aunque la síntesis de cada nuevo elemento es, por lo regular, más difícil que la anterior, la lista de elementos del transuranio probablemente seguirá expandiéndose.

19.4 Vida media y medición de la radiactividad

Además de ser capaces de predecir cómo se desintegrará un isótopo radiactivo, necesitamos calcular la velocidad a la que ocurre esta desintegración. Todos los isótopos radiactivos (ya sea los que se encuentran en la naturaleza o los que se crean en forma artificial) se desintegran a velocidades predecibles. Los científicos expresan la velocidad de desintegración de un isótopo radiactivo como la **vida media** de un isótopo, el tiempo que se necesita para que se desintegre la mitad de cualquier *masa dada* de un elemento radiactivo. Parece ser que la vida de cualquier isótopo radiactivo no varía con la temperatura, presión o el compuesto en el cual se incorpore. Nada puede acelerar o reducir la velocidad de desintegración de un isótopo.

Vida media Tiempo que se requiere para que se desintegre la mitad de la masa de un determinado isótopo radiactivo.

Sin embargo, la velocidad específica de desintegración *varía* ampliamente de un isótopo a otro. La vida media de algunos isótopos radiactivos es una fracción de segundo. Otros isótopos tienen vida media de miles de millones de años. Por ejemplo, el uranio-238 tiene una vida media de 4.5×10^9 años, mientras que el oxígeno-19 tiene una vida media de 29.4 segundos. De esta manera, la *mitad* de una muestra de oxígeno-19 se desintegrará antes de que usted termine de leer este párrafo, mientras que pasarán miles de millones de años antes de que la mitad de una muestra de uranio-238 se desintegre.

Para comprender lo que significa la vida media, piense en lo que sucedería a una muestra de 100 g de plomo-210, el cual tiene una vida media de 22 años. Al término de los primeros 22 años, sólo estaría la mitad de la muestra (50 g) de plomo-210. Al finalizar los otros 22 años, sólo quedaría la mitad (25 g). Este proceso continuaría de manera infinita, con alguna cantidad infinitesimal de plomo-210 como remanente, aunque por último la cantidad sería demasiado pequeña para poder apreciarla. (Por ejemplo, después de 198 años quedaría menos de 2 décimas de gramo). En la figura 19.6 se muestra la curva de desintegración-vida media del plomo-210.

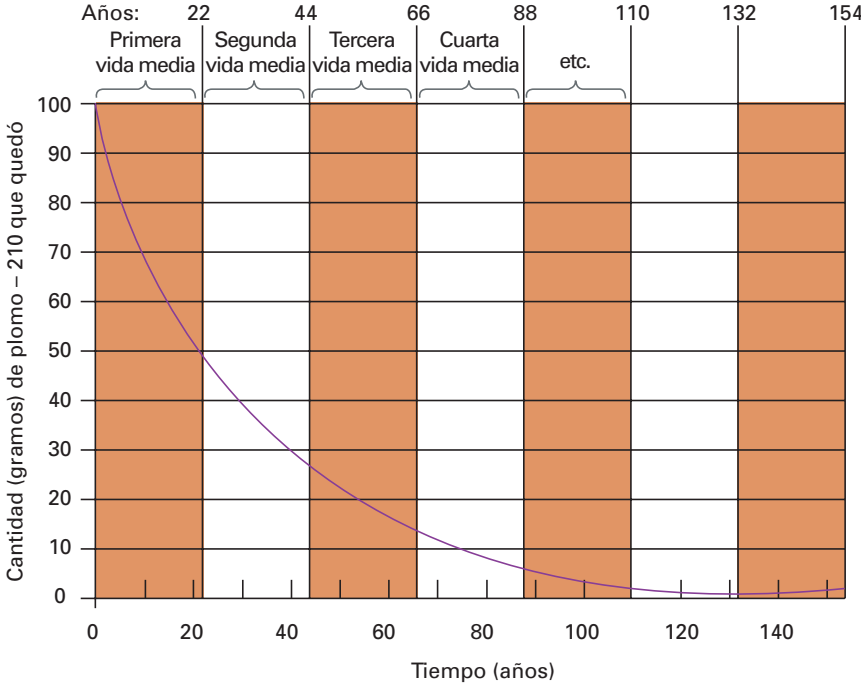


FIGURA 19.6
Desintegración de una muestra de 100.0 g de plomo-210 mediante emisiones beta. La vida media es de 22 años. Observe que después de 22 años (una vida media) se ha desintegrado la mitad de los 100 g originales para formar bismuto-210, dejando sólo 50 g de plomo-210. Después de dos vidas medias (44 años) sólo quedan 25 g de plomo-210.

Una nota importante: La disminución en el plomo-210 *no* significa que éste haya *desaparecido*. Significa simplemente que sólo 50 o 25 g o una cantidad muy pequeña de gramos del material todavía son plomo-210. Los otros átomos son bismuto-210 (un producto de la desintegración del ^{210}Pb), polonio-210 (un producto de la desintegración de ^{210}Bi), y plomo-206 (un producto de la desintegración de ^{210}Po). (Véase la figura 19.2, la serie de desintegración final en la gráfica, Pb → Bi → Po → Pb).

Veamos ahora algunos problemas sobre el cálculo de la vida media:

EJEMPLO 19.5

Un isótopo radiactivo del xenón, el xenón-125, tiene una vida media de 17 horas. Si durante un período de 2 días y 3 horas se desintegran 0.2500 g de xenón-125, ¿cuántos miligramos de xenón-125 quedarán después de ese tiempo?

Clave del estudio: Observe que cuanto *mayor* es la vida media de un isótopo, *más lenta* es la velocidad de descomposición. De esta manera, los isótopos con una vida media larga presentan riesgos para las especies vivas durante muchos años.

RESULTADO El período de 2 días y 3 horas equivale a 51 horas:

$$2 \text{ días} \times \frac{24 \text{ h}}{1 \text{ día}} + 3 \text{ h} = 51 \text{ h}$$

Al principio (hora 0), tenemos 0.2500 g de xenón-125; después de 17 horas tendremos la mitad de la cantidad original (0.1250 g). Después de 34 horas tendremos la mitad de 0.1250 g (0.0625 g). Por último, después de 51 horas, tendremos la mitad de 0.0625 g (0.03125 g), lo cual equivale a 31.2 mg cuando se expresa con tres cifras significativas.

	Tiempo (h)	*Cantidad (g)*	
	0	0.2500	
Sumar 17 h	17	0.1250	*Dividir* la cantidad que
(vida media)	34	0.0625	*queda* entre 2 cada vez
cada vez	51	0.03125 = 31.2 mg	*Respuesta*

EJEMPLO 19.6

El estroncio-90 (2.500 g) se formó en 1960 durante una explosión atómica en Johnson Island, en el lugar de pruebas del Pacífico. La vida media del estroncio-90 es 28 años. ¿En qué año quedarán sólo 0.312 g de estroncio-90?

Clave del estudio: Observe que *sumamos* el tiempo de vida media al tiempo anterior. Los 84 años se obtuvieron sumando 28 años a 56, no duplicando los 56 años.

RESULTADO En el año 0 (1960), había 2.500 g. Después de 28 años (1960 + 28 = 1988), había 1.250 g ($^1/_2 \times$ 2.500 g). Después de 56 años (1988 + 28 = 2016), habrá 0.625 g ($^1/_2 \times$ 1.250 g). Y 28 años después (2016 + 28 = 2044), habrá 0.3125 g ($^1/_2 \times$ 0.625 g) o 0.312 g si utilizamos tres cifras significativas.

	Cantidad (g)	*Tiempo y año*	
	2.500	0(1960)	
Dividir la cantidad	1.250	28(1988)	*Sumar* 28 años (vida media)
que *queda* entre	0.625	56(2016)	cada vez
2 cada vez	0.312	84(2044)	*Respuesta*

Ejercicio de estudio 19.3

El seaborgio-263 (Sg) tiene una vida media de 0.9 segundos. Si durante un período de 3.6 segundos se desintegran 1.5000 mg, ¿cuántos microgramos de seaborgio-263 quedarán después de ese tiempo?

(93.8 µg)

Resuelva los problemas del 15 al 20.

Medición de la radiactividad

Debido a que la vida media de algunas sustancias altamente radiactivas es muy larga, y a que es muy grande el peligro para la vida humana cuando se expone a la radiactividad, existe en diferentes ambientes la enorme necesidad de medir la cantidad de esta radiación.

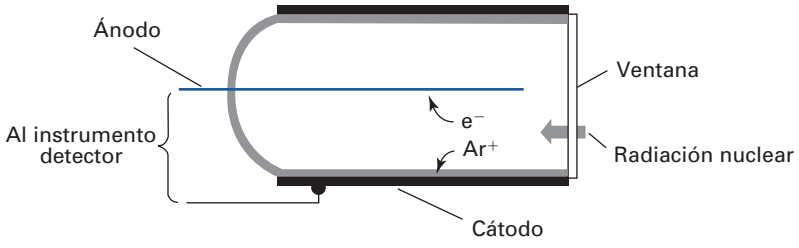


FIGURA 19.7
Contador Geiger-Müller (contador Geiger).

El detector más común es el contador Geiger-Müller (contador Geiger), el cual puede detectar radiaciones que disocian gases, es decir, partículas alfa, beta y positrón.

Como se muestra en la figura 19.7, un contador Geiger consiste en un tubo que contiene dos electrodos, un ánodo positivo y un cátodo negativo, con un potencial muy alto cercano a los 1000 voltios entre ambos. El tubo contiene aire o gas argón a presión de 5 a 12 torr. La radiación entra al tubo a través de una ventana, la que por lo general está cubierta por un vidrio delgado y disocia las moléculas de gas que están en el tubo, formando iones como Ar^+ (si el gas es argón). Los electrones y los iones producen un flujo de corriente eléctrica de corta duración en el circuito. Esta corriente puede amplificarse para enviarla a un instrumento detector que produce un sonido o registra un recuento en un aparato contador automático.

Una de las unidades que se utilizan para medir la cantidad de radiactividad es el *curie*, llamado así en honor de Marie y Pierre Curie, los descubridores del polonio (Po) y del radio (Ra) (véase la sección 19.1). Un **curie (Ci)** es igual a 3.7×10^{10} desintegraciones nucleares por segundo. Como este valor es muy grande, a menudo se utiliza un micro curie (μCi), 1/1,000,000 ($3.7 \times 10^{10}/10^6$) Ci. Una muestra radiactiva con uno o más curies se considera de gran actividad. Por ejemplo, 1.00 g de radio proporciona 1.00 Ci. La más reciente unidad del SI para medir la radiactividad es el *becquerel* (Bq), llamado así en honor de Antoine Henri Becquerel (véase la sección 19.1). Un **becquerel (Bq)** es igual a una desintegración nuclear por segundo. Por tanto, un Ci es igual a 3.7×10^{10} Bq.

Curie (Ci) Medida de radiactividad igual a 3.7×10^{10} desintegraciones nucleares por segundo.

Becquerel (Bq) Medida de la radiactividad que es igual a una desintegración nuclear por segundo.

Durante la erupción del volcán Santa Helena se produjeron tres millones de curies de gas radón. En el incidente de Three Mile Island (TMI), que ocurrió en Pennsylvania en 1979, se liberaron a la atmósfera 2.5 millones de curies de gas xenón radiactivo. El gas radón se considera mil veces más dañino para la salud que el xenón radiactivo.

19.5 Usos de los isótopos radiactivos

Los isótopos radiactivos que se crean de manera artificial y los que se encuentran en estado natural tienen un amplio rango de usos prácticos en áreas tan diversas como la arqueología, la medicina y la agricultura.

Fechado radiactivo

Podemos determinar la antigüedad de varios objetos que en alguna época fueron seres vivos, como pueden ser los huesos, utilizando la vida media del isótopo radiactivo ^{14}C. En la materia *viva*, la relación entre el ^{14}C y el ^{12}C (no radiactivo) permanece relativamente *constante*. El ^{14}C que hay en nuestra atmósfera se origina por el bombardeo de un átomo de ^{14}N con un neutrón que proviene de la atmósfera superior, llevándose a cabo la siguiente ecuación nuclear:

$$^{14}_{7}N + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{14}_{6}C + {}^{1}_{1}H \qquad (19.11)$$

El $^{14}_{6}C$ se desintegra formando una partícula beta, de acuerdo con la siguiente ecuación nuclear:

$$^{14}_{6}C \rightarrow {}^{0}_{-1}e + {}^{14}_{7}N \text{ (vida media = 5730 años)} \qquad (19.12)$$

Se considera que la reacción entre el ^{14}C y el ^{12}C en el tejido vivo es constante durante milenios. Cuando el tejido de una planta o un animal muere, el contenido de ^{14}C *disminuye* porque ya no ocurre la ingestión y la utilización del ^{14}C. Por lo tanto, en el tejido muerto la relación del ^{14}C y el ^{12}C *disminuye con el tiempo*, y la relación es una medida de la edad de la muestra. Al medir esta relación en una muestra, los científicos pueden calcular cuánto tiempo vivió una planta o un animal.

De la misma manera, se utiliza la vida media del uranio-238 para determinar la edad de diferentes objetos *no vivos*, por ejemplo, las rocas. En estos cálculos se emplea la relación del uranio-238 radiactivo con el plomo-206 no radiactivo y una vida media de 4.5×10^9 años. De acuerdo con los resultados de la aplicación de este método, la edad de las rocas más antiguas sobre la Tierra parece ser cercana a 4×10^9 (miles de millones) de años.

Formación de imágenes médicas

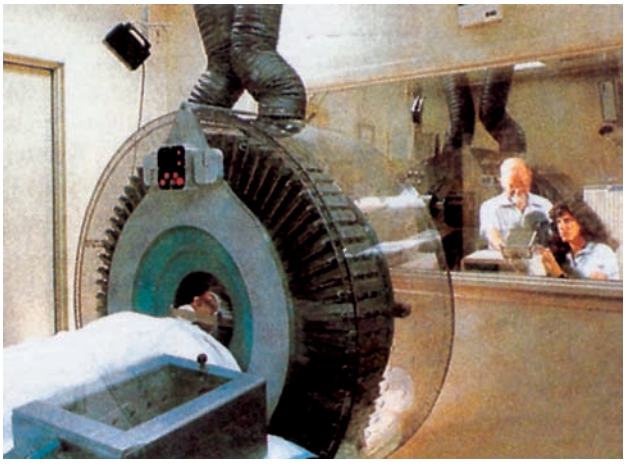
Los radiólogos pueden aprender mucho acerca de lo que está sucediendo en un humano inyectando cantidades muy pequeñas de isótopos radiactivos en la persona. Estos isótopos se mueven a través del cuerpo, concentrándose con frecuencia en órganos específicos o en ciertas partes del cuerpo. Allí, los isótopos emiten radiaciones características que permiten a los radiólogos obtener una "imagen" de esa porción del cuerpo utilizando películas de rayos X. Al comparar las películas que se obtienen de un paciente con películas provenientes de personas que tienen órganos o tejidos normales, los médicos suelen deducir muchas cosas acerca de lo que sucede en el paciente. Las pequeñas cantidades de isótopos radiactivos que se utilizan en los procedimientos modernos salen del sistema del paciente a través del proceso excretor normal (véase la figura 19.8).

En la actualidad se utiliza gran cantidad de isótopos radiactivos. Hasta ahora el más importante es el tecnecio-99 (^{99}Tc), que representa casi el 85% de todos los procesos formadores de imágenes a través de isótopos radiactivos (véase El elemento TECNECIO: diagnóstico no invasor). En la actualidad también se utilizan el yodo-123 y el 131, el galio-67, el cromo-51, el selenio-75, el talio-201, el indio-11, el cobalto-60 y el xenón-133 (véase la tabla 19.2).

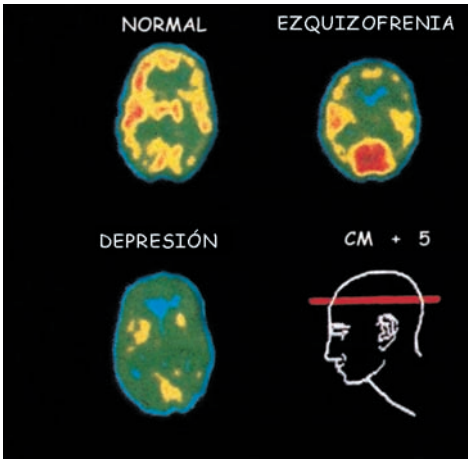
Proceso de radiomarcado en el rastreo genético

La radiactividad también ha contribuido con otra arma en el arsenal médico: *el radiomarcado*. Esta técnica poderosa implica el uso de detectores de radiación que son *muy sensibles* aun a las *más pequeñas* cantidades de material radiactivo. En el radiomarcado, los científicos unen un átomo radiactivo a un material de interés de manera que puedan saber en todo momento dónde se encuentra la sustancia mediante el rastreo de la señal radiactiva. Es algo semejante a colocar un transmisor de radio en un oso grizzly, de manera que los guardabosques puedan seguir los movimientos del animal en la región.

Un ejemplo de esta técnica puede encontrarse en el laboratorio de biología molecular. El ADN o ácido desoxirribonucleico, es la sustancia que lleva el código genético de un organismo vivo de una célula a otra. Si se quiere saber dónde se encuentra una parte específica del ADN en todo momento durante un procedimiento de laboratorio, se une un átomo



(a)



(b)

FIGURA 19.8
La formación de imágenes con isótopos radiactivos ha revolucionado la medicina moderna. (a) Se inyecta un compuesto radiactivo en una persona, y el núcleo radiactivo se localiza en un órgano específico donde emite radiaciones distintivas que producen imágenes sobre una película de rayos X. (b) Las imágenes que resultan ofrecen a los médicos diversas maneras de observar nuestro cuerpo. La cantidad de radiación que se ocupa es muy pequeña y presenta poco riesgo para el paciente.

de fósforo radiactivo (fósforo-32) a la pieza de ADN. Entonces, es posible seguir ésta detectando la radiactividad que emite el fósforo radiactivo. El fósforo-32 se desintegra por emisiones de partículas beta:

$$^{32}_{15}\text{P} \rightarrow {}^{32}_{16}\text{S} + {}^{0}_{-1}\text{e} \text{ (vida media} = 14.4 \text{ días)} \qquad (19.3)$$

TABLA 19.2 **Isótopos radiactivos que se utilizan en la formación de imágenes y en el diagnóstico médico**

ISÓTOPO RADIACTIVO	MODO DE DESINTEGRACIÓN	FORMA	USO
^{99}Tc	Gamma	$NaTcO_4$ o unido a otra molécula	Formación de imagen de cerebro, corazón, tiroides, estómago, hígado, pulmón, médula ósea, bazo y riñón.
^{131}I	Beta, gamma	NaI	Diagnóstico de enfermedades de la glándula tiroides
^{123}I	Gamma	NaI	Formación de la imagen de la glándula tiroides
^{67}Ga	Gamma	citrato de galio(III)	Localización de tumores blandos e infecciones internas
^{51}Cr	Gamma	Na_2CrO_4 o Cr(III) unido a una célula sanguínea	Estudios de la sangre y exploración del bazo
^{75}Se	Gamma	Átomo de selenio en un aminoácido	Formación de la imagen del páncreas
^{201}Tl	Gamma	TlCl	Formación de la imagen del corazón
^{111}In	Gamma	In(III) unido a una molécula	Estudios de la sangre
^{133}Xe	Beta, gamma	Gas Xe	Formación de la imagen del pulmón

Radiación de productos agrícolas

Tú y la Química

Hasta ahora el uso más común de la radiación es el tratamiento de frutas y verduras frescas con radiación de cobalto-60. Este método, aprobado por la Administración de Alimentos y Medicamentos *(Food and Drug Administration, FDA)* de Estados Unidos, inhibe el crecimiento y la maduración de bacterias y hongos y mata los huevecillos y larvas de insectos. Los productos agrícolas así tratados se conservan durante largos períodos sin descomponerse.

Los alimentos radiados *no* se convierten en radiactivos; son tan inocuos y nutritivos como los que no han sido radiados. La radiación es una alternativa al uso de los compuestos químicos que operan como insecticidas y fumigantes, por ejemplo, el dibromuro de etilo (prohibido por la FDA en 1984) y el bromuro de metilo. La papaya fue la primera fruta que se irradió.

19.6 Fisión nuclear

Aunque han enriquecido la vida humana, el desarrollo y uso de los nuevos isótopos y elementos radiactivos es sólo una parte de la química nuclear. Igualmente importante, aunque no siempre igualmente benéfico, ha sido el trabajo de los químicos en las áreas de la fisión nuclear y la fusión nuclear.

Fisión nuclear División de un núcleo atómico para producir dos núcleos más pequeños, neutrones y energía.

La primera en recibir atención fue la **fisión nuclear**, la división de un núcleo atómico en dos núcleos más pequeños, además de neutrones y energía. La explosión de una bomba atómica, el ejemplo mejor conocido de la fisión nuclear, es el resultado del bombardeo de uranio-235 con *neutrones*. El núcleo del uranio-235 se divide en dos núcleos más pequeños, dos o tres neutrones y *energía*, de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$^{235}_{92}\mathrm{U} + {}^{1}_{0}\mathrm{n} \longrightarrow {}^{94}_{38}\mathrm{Sr} + {}^{139}_{54}\mathrm{Xe} + 3\ {}^{1}_{0}\mathrm{n} + \text{energía} \qquad (19.14)$$

Durante esta reacción se liberan neutrones (aproximadamente 2.5 neutrones por átomo de uranio-235). Estos neutrones continúan reaccionando con otros núcleos de uranio-235. Puesto que en cada reacción se liberan más neutrones de los que se consumen en el proceso, la cantidad de reacciones puede aumentar con rapidez hasta el punto en que ocurre una explosión (véase la figura 19.9a). Este tipo de *reacción en cadena* es semejante a un grupo de fichas de dominó acomodadas en forma de triángulo cuyo extremo se golpea para realizar una serie de impactos progresivos que derriban todas las fichas como se muestra en la figura 19.9b. Por tanto, una **reacción en cadena** es una reacción autosostenida en la cual un producto es uno de los reactivos.

Reacción en cadena Reacción autosostenida en la que el producto es uno de los reactivos; en una reacción de fisión nuclear, los neutrones liberados por la división del átomo original continúan la reacción con otros núcleos de uranio-235, liberando más neutrones.

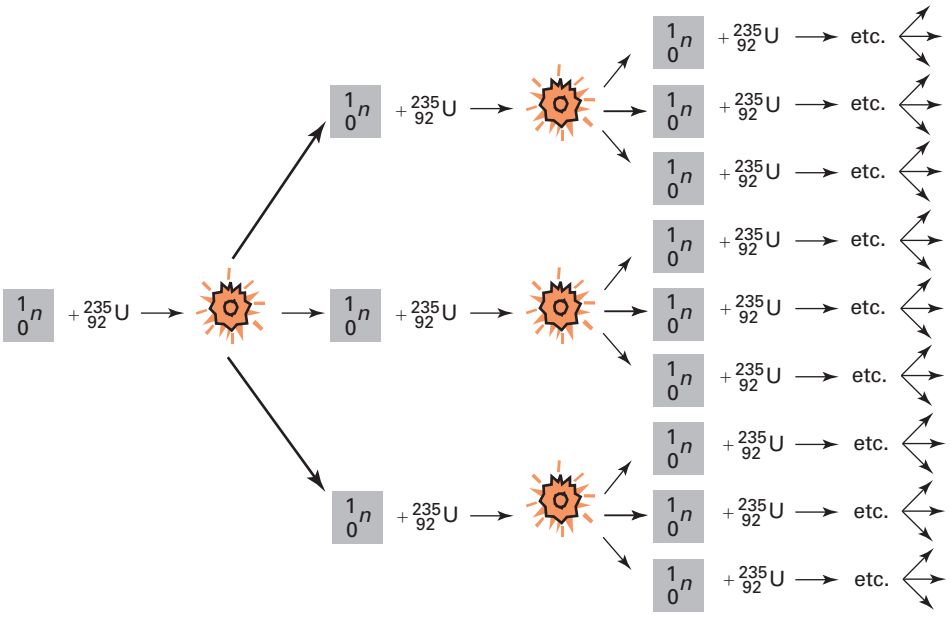
En una bomba atómica real, dos masas de uranio-235 y los neutrones toman el lugar de las fichas de dominó, mientras que una carga explosiva ordinaria toma el lugar del dedo, empujando las masas de uranio. El resultado es una *masa crítica* de uranio-235, la cantidad suficiente de sustancia para mantener una reacción en cadena y una explosión atómica. Por tanto, una **masa crítica** es la cantidad mínima de una sustancia reactiva que se necesita para sostener una reacción en cadena. En una bomba atómica, la masa crítica de uranio-235 es una esfera con un radio de alrededor de 8 cm y una masa de aproximadamente 40 kg.

Masa crítica Cantidad mínima de una sustancia radiactiva que se necesita para mantener una reacción en cadena.

Cuando la carga explosiva convencional lleva al uranio-235 a una masa crítica, se libera un neutrón que inicia la reacción en cadena. Los átomos de uranio-235 se separan en fragmentos con números atómicos más pequeños. Estos fragmentos son radiactivos y emiten radiación nuclear, lo que explica las quemaduras y malestares por radiación que se presentan después de una explosión por fisión nuclear (véase la figura 19.10).

El uranio-235 no es la única sustancia capaz de sostener una reacción en cadena por fisión nuclear. El plutonio-239 también es capaz de estas reacciones. El plutonio-239 puede formarse a partir de uranio-238 (99.3% del uranio que se encuentra en estado natural):

$$^{238}_{92}\mathrm{U} + {}^{1}_{0}\mathrm{n} \rightarrow {}^{239}_{92}\mathrm{U} \qquad (19.15)$$



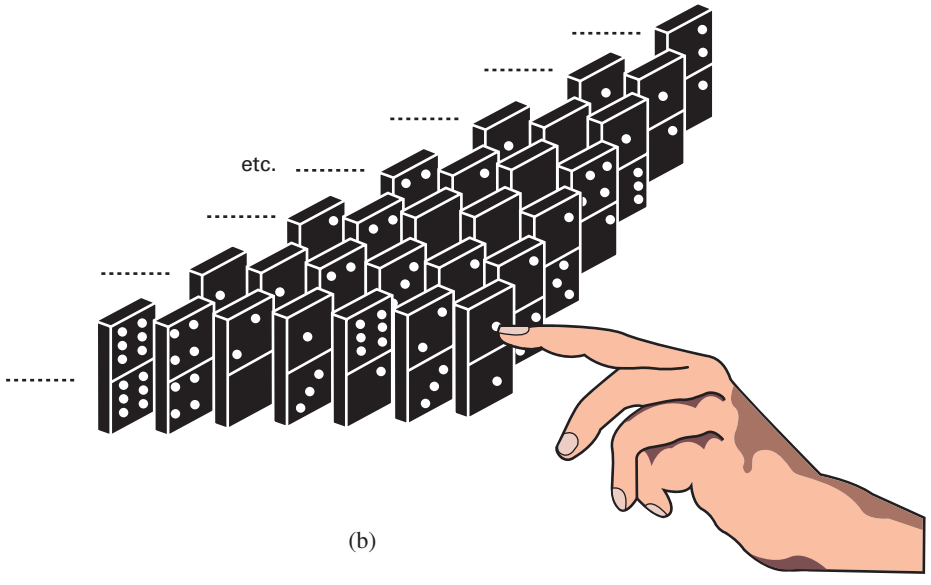


FIGURA 19.9
Reacción en cadena por fisión nuclear. (a) Cada reacción entre un neutrón y un átomo de $^{235}_{92}$U da origen a dos núcleos nuevos y más pequeños (no se muestran), tres neutrones y energía. De esta manera, 1 neutrón produce 3 neutrones, los que producen a su vez 9 neutrones y éstos, 27 neutrones, y así sucesivamente. (b) Las fichas de dominó acomodadas en forma de triángulo ilustran una reacción en cadena. Cuando se empuja la primera, afectará al resto. Observe que en una explosión real por fisión no todos los neutrones golpean a un átomo de uranio-235, sino sólo los suficientes para producir una explosión.

$$^{239}_{92}\text{U} \longrightarrow {}^{239}_{93}\text{Np} + {}^{0}_{-1}\text{e}, \quad \text{(vida media = 23.5 min)} \tag{19.16}$$

$$^{239}_{93}\text{Np} \longrightarrow {}^{239}_{94}\text{Pu} + {}^{0}_{-1}\text{e}, \quad \text{(vida media = 2.35 días)} \tag{19.17}$$

Durante el proceso de la explosión nuclear ocurre una pérdida de masa pequeña pero definida. Esta pérdida es una fracción del número de masa y por lo tanto no se muestra en la ecuación 19.14. La pérdida de masa se convierte en la energía liberada en el proceso de fisión, aproximadamente 200 millones de electrón voltios (meV) por cada átomo de uranio que se divide. Esta energía, expresada en términos más familiares, es 4.6×10^9 kcal/mol de átomos de uranio divididos, o aproximadamente 2.5 millones de veces la energía que se libera de una cantidad equivalente en masa de carbón mineral. La energía en una fisión nuclear se libera principalmente en forma de *calor*.

FIGURA 19.10
La explosión por fisión nuclear es un recuerdo triste de los tiempos en que vivimos. (Cortesía de la ex Comisión de Energía Atómica).

La historia del desarrollo de la fisión nuclear es internacional. Empezó en Europa hacia 1930, en laboratorios de Italia y Alemania. El grupo de investigadores alemanes estaba encabezado por Enrico Fermi (1901-1954), quien posteriormente se trasladó a Estados Unidos. El equipo de investigadores alemanes estaba compuesto por Otto Hahn (1879-1968), Fritz Strassman (1902-1980) y Lise Meitner (1878-1968).

La fisión nuclear parece ser la primera ocasión en la época moderna en que los científicos del mundo se preocuparon por las consecuencias que podría tener su trabajo en el aspecto sociopolítico. Lise Meitner tenía ascendencia judía y por ello se vio forzada a abandonar la Alemania nazi en 1938. La actitud de Hitler hacia Meitner pudo haberle costado la guerra. Aunque permitió que Hahn y Strassman continuaran su trabajo, no les dio apoyo para investigar lo que él veía como "corrupción judía". Mientras tanto, Meitner viajó a Holanda y, con la ayuda de Niels Bohr, llegó finalmente a Estocolmo, Suecia. Meitner transmitió sus conocimientos a su sobrino Otto Frisch (1904-1979), quien en aquella época estaba trabajando en el laboratorio de Bohr, en Copenhague, Dinamarca. Ellos se dieron cuenta del tremendo potencial militar que podría tener la fisión nuclear. Durante un viaje a Estados Unidos, Bohr discutió esta posibilidad con muchos científicos europeos que allí trabajaban. Uno de éstos, Leo Szilard (1898-1964), de Hungría, habló con Albert Einstein sobre el potencial militar de la fisión nuclear y acerca de la posibilidad de que los alemanes la estuvieran desarrollando. En agosto de 1939, Szilard escribió una carta que firmó Einstein, dirigida al presidente Franklin D. Roosevelt en la cual expresaba esta preocupación (véase la figura 19.11). Intrigado, Roosevelt autorizó la construcción de cuatro instalaciones en áreas aisladas de Estados Unidos. Una estaba en las montañas de Nuevo México, cerca de Santa Fe en los Álamos, y la otra en las montañas de Tennessee cerca de Knoxville en Oak Ridge. Otra investigación para el proyecto, cuyo nombre clave era Manhattan Project, se realizó en Hanford, Washington, y en el laboratorio metalúrgico de la Universidad de Chicago. El proyecto estaba enteramente auspiciado y organizado por el ejército de Estados Unidos; muchos científicos destacados participaron en él, entre ellos, Vannevar Bush, James B.

Conant, Leslie R. Groves, J. Robert Oppenheimer, y Glenn T. Seaborg, todos los cuales han muerto ya, excepto Seaborg. La primera explosión por fisión nuclear —una bomba atómica— se probó en el desierto, en Trinity Flats, cerca de Alamogordo, Nuevo México, el 16 de julio de 1945.

Szilard hizo propaganda para que la bomba atómica no se utilizara como arma militar. Propuso que se probara en campo abierto ante los japoneses y una audiencia internacional en un intento por persuadir a los primeros de que se rindieran antes de que la bomba matara a la gente. El presidente Harry S. Truman, de acuerdo con sus consejeros (el Interim Committee S-1), tomó la decisión final y el 6 de agosto de 1945, Estados Unidos lanzó una

FIGURA 19.11
Carta que envió Albert Einstein al presidente Franklin D. Roosevelt, la cual fue escrita por Szilard. (Cortesía de la Biblioteca Franklin D. Roosevelt).

Albert Einstein
Old Grove Rd.
Nassau Point
Peconic, Long Island

2 de agosto de 1939

F. D. Roosevelt,
Presidente de Estados Unidos,
White House
Washington, D. C.

Estimado Presidente:

El trabajo reciente de E. Fermi y L. Szilard, que me han comunicado por escrito, me ha llevado a considerar que el elemento uranio puede convertirse en una fuente importante de energía en el futuro inmediato. Ciertos aspectos que han surgido de esta situación pueden requerir vigilancia y, si es necesario, una rápida intervención del gobierno. Por esta razón creo que es mi obligación llamar su atención sobre los siguientes hechos y recomendaciones:

En el curso de los últimos cuatro meses se ha vuelto probable, gracias al trabajo que han llevado a cabo tanto Joliot en Francia, como Fermi y Szilard en América, que pueda producirse una reacción nuclear en cadena con una masa grande de uranio, la que generaría una enorme cantidad de energía y muchos nuevos elementos semejantes al radio. En este momento parece casi seguro que esto pueda lograrse en el futuro inmediato.

Este nuevo fenómeno también podría llevar a la construcción de bombas y es concebible (aunque mucho menos seguro) que se pueda fabricar un nuevo tipo de bombas extremadamente poderosas. Una sola de estas bombas, transportada por barco y detonada en un puerto, podría destruir todo el puerto junto con el territorio circunvecino. Sin embargo, podría suceder que tales bombas fueran demasiado pesadas para transportarse por aire.

FIGURA 19.11
(*Continuación*)

Los Estados Unidos sólo cuentan con minerales de uranio muy pobres y en cantidades moderadas. Existen buenos minerales en Canadá y Checoslovaquia, mientras que la fuente más importante de uranio se encuentra en el Congo Belga.

En vista de esta situación, usted puede pensar que es deseable mantener un contacto permanente entre el gobierno y el grupo de físicos que está trabajando en reacciones en cadena en América. Una forma posible para lograrlo sería que usted encargara esta tarea a una persona de su entera confianza, quien podría prestar el servicio en carácter no oficial. Esta tarea podría comprender lo siguiente:

a) establecer contactos con los departamentos de gobierno, mantenerlos informados sobre los desarrollos adicionales y recomendar la acción que debe llevar a cabo el gobierno respecto a estos desarrollos, dándole atención particular al problema de asegurar un abastecimiento seguro de mineral de uranio para Estados Unidos;

b) acelerar el trabajo experimental, que en el presente se realiza dentro de los límites de los presupuestos de los laboratorios universitarios, proporcionando dinero, si éste se requiere, a través de sus contactos con particulares que están ansiosos de hacer contribuciones para esta causa, y probablemente también obteniendo la cooperación de los laboratorios industriales que cuenten con el equipo necesario.

Tengo entendido que Alemania de hecho suspendió la venta del uranio proveniente de las minas de Checoslovaquia, de las que se ha apoderado. Esta acción anticipada podría interpretarse sobre la base de que el hijo del subsecretario de Estado alemán, Von Weizsäcker, está vinculado con el Káiser Wilhelm-Institut de Berlín, donde actualmente se está repitiendo algo del trabajo americano sobre el uranio.

Muy atentamente

A. Einstein

(Albert Einstein)

bomba atómica sobre Hiroshima, Japón. Tres días después dejó caer otra en Nagasaki. La pérdida de vidas humanas que ocurrió con la explosión de esas dos bombas en Japón se ha estimado en más de 200,000. El 14 de agosto, el gobierno japonés se rindió incondicionalmente y la guerra llegó a su fin.

La vinculación del clima sociopolítico con el descubrimiento científico es un interesante corolario de esta historia. Si Hitler no hubiera utilizado la ascendencia de la persona como base para la toma de decisiones, la Alemania nazi hubiera sido la primera nación en desarrollar los explosivos por fisión nuclear y las consecuencias para el resto de la humanidad podrían haber sido desastrosas.

19.7 Fusión nuclear

Mientras que la fisión nuclear produce energía mediante la *división* del núcleo de un átomo, la **fusión nuclear** produce energía *combinando* dos o más núcleos atómicos para formar un núcleo más pesado. Dos ejemplos en los que intervienen reacciones de fusión nuclear son el Sol y la bomba de hidrógeno o termonuclear.

Fusión nuclear
Combinación de dos núcleos atómicos para formar un núcleo más pesado y producir energía.

El Sol

Nuestra existencia sobre la Tierra continúa gracias a las reacciones de fusión nuclear que ocurren en el Sol, las cuales calientan nuestro planeta. La reacción nuclear que ocurre en el Sol probablemente es la fusión de dos isótopos de hidrógeno: el deuterio ($^{2}_{1}H$) y el tritio ($^{3}_{1}H$), para producir helio, ($^{4}_{2}He$), de acuerdo con la siguiente ecuación nuclear global:

$$^{2}_{1}H + {}^{3}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{1}_{0}n \qquad (19.18)$$

Los isótopos deuterio y tritio se forman indirectamente por el bombardeo de núcleos de hidrógeno ($^{1}_{1}H$). Durante el proceso de fusión ocurre una pérdida considerable de masa, la cual se convierte en energía principalmente en forma de calor. Pero para que ocurra una de estas reacciones por fusión nuclear es necesario suministrar una gran cantidad de calor. Este tipo de energía se halla disponible en el Sol, ya que su temperatura inferior se estima que es 2×10^{7} °C.

Bomba de hidrógeno o termonuclear

La bomba de hidrógeno o termonuclear se basa en una reacción semejante a la que se lleva a cabo en el sol. Sin embargo, en la bomba de hidrógeno, una explosión por *fisión* nuclear —una bomba atómica— suministra la energía calórica necesaria para iniciar la reacción de *fusión*. El calor que se libera en una explosión por fusión nuclear (una bomba de hidrógeno) se calcula alrededor de 15 veces la energía que se libera en una gran explosión por fisión nuclear (una bomba atómica).

Durante los últimos 50 años se han realizado "mejoras" importantes en la tecnología de la destrucción masiva. Existen aproximadamente *50 mil* proyectiles termonucleares. Estas bombas pueden enviarse hacia sus objetivos desde el aire, el mar o la tierra a ocho mil millas de distancia, con una precisión cada vez mayor. Una tendencia especialmente peligrosa es el desarrollo de sistemas que enviarán los proyectiles con poca o ninguna advertencia. Sólo ahora las personas empiezan a preocuparse por el hecho de que estas preparaciones para la guerra global están deteriorando sus economías y contaminando sus países. Recientemente, la tendencia en Estados Unidos y la ex Unión Soviética ha sido destruir algunas de estas formas de destrucción masiva.

19.8 Usos pacíficos de las reacciones nucleares

Los dos tipos de reacciones nucleares (la fisión y la fusión) pueden utilizarse para producir energía en reactores nucleares. La tecnología de la fisión nuclear está bien desarrollada, y en Estados Unidos ha estado en operación continua desde 1957 un reactor nuclear para generar energía eléctrica, aunque últimamente ya no se han instalado más

reactores. Las modernas plantas de energía por fisión nuclear constan de tres partes esenciales: el reactor para la fisión nuclear, una turbina y generador, y un condensador, como se muestra en la figura 19.12. En el reactor, la fisión nuclear produce calor que convierte el agua en vapor. El vapor impulsa la turbina, la que hace funcionar el generador eléctrico.

Reactor para la fisión nuclear

El uranio que se emplea en el reactor para la fisión nuclear es el dióxido de uranio (UO_2). El uranio se procesa de manera que contenga de 2 a 3% de ^{235}U, y el resto de ^{238}U. En un reactor no puede ocurrir una explosión nuclear porque la concentración de uranio-235 en el reactor es baja y en una bomba atómica debe ser alrededor de 90%.

En los reactores nucleares puede utilizarse uranio-235 y plutonio-239, aunque el uranio-235 produce más calor. El agua se utiliza por lo regular como un moderador para reducir la velocidad de los neutrones y en el reactor se insertan varillas de cadmio que absorben los neutrones y controlan su producción para disminuir el desprendimiento de calor y evitar un sobrecalentamiento. (Si los neutrones se mueven demasiado rápidamente no se llevará a cabo la fisión). La fisión controlada convierte el agua en vapor.

Turbina y generador

El vapor que proviene del serpentín secundario (véase la figura 19.12) pasa después a una turbina, al igual que en una planta de energía que no es nuclear. La turbina mueve el generador, el cual produce energía eléctrica. De esta forma, el calor que se libera en una

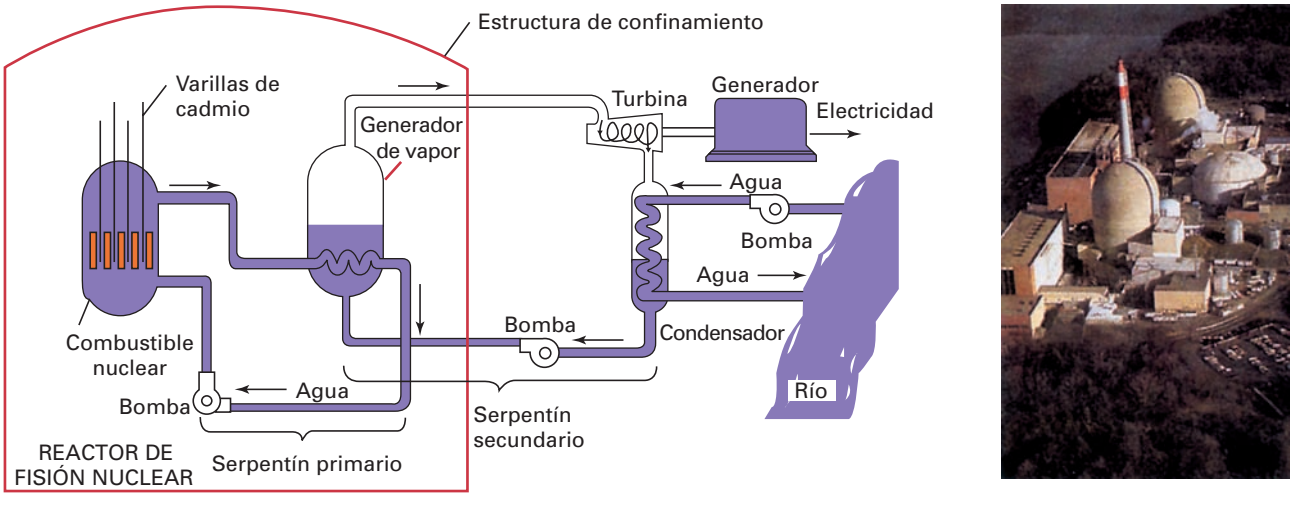


FIGURA 19.12
Planta nuclear de energía generada por fisión (reactor de agua a presión). (a) Diagrama de una planta nuclear de energía generada por fisión. (b) Planta de energía nuclear en Indian Point, Buchanan, Nueva York.

reacción nuclear se convierte en energía mecánica en la turbina y en energía eléctrica en el generador.

La diferencia entre una planta de energía nuclear y otra que no lo es consiste en la fuente que provee el vapor. En una planta nuclear, el vapor se produce por medio del calor que se libera en una reacción nuclear; en una planta que no es nuclear, se produce mediante el calor que se obtiene de la quema de combustibles fósiles como son el carbón, el petróleo o el gas natural.

Condensador

El vapor que proviene del serpentín secundario después de pasar por la turbina, se licua en el condensador y recircula sin pasar por el serpentín primario. El agua que se utiliza para enfriar el condensador se obtiene de los ríos cercanos. Después de enfriar el agua a través de torres de enfriamiento, el exceso de calor se disipa en el río, ocasionando algo de contaminación térmica. Una posible aplicación para esta agua caliente (la temperatura ha subido en casi 10ºC, de 28ºC a 38ºC) sería irrigar las siembras de las granjas para alargar la temporada de cultivo.

Problemas relacionados con la fisión nuclear

Las plantas de energía nuclear se han utilizado en diferentes partes del mundo para proveer la electricidad a muchas ciudades. En Estados Unidos la fisión nuclear produce alrededor de 16% de la energía eléctrica. Este porcentaje podría incrementarse en el futuro si los problemas asociados con las plantas de energía nuclear pudieran resolverse.

Estos problemas son: (1) el desecho de los desperdicios radiactivos, (2) la posibilidad de un accidente nuclear, y (3) la posibilidad de que roben el material fisionable durante su transporte. Hasta hoy no existe un lugar permanente para almacenar los desperdicios radiactivos que se acumulan durante el proceso de fisión nuclear. El Departamento de Energía (*Department of Energy*, DOE) de Estados Unidos está construyendo un sitio cerca de Carlsbad, Nuevo México, para almacenar ciertos desperdicios nucleares de la defensa, solidificándolos y almacenándolos en domos de sal como si se tratara de vidrio fundido. El congreso de Estados Unidos también ha aprobado la construcción de un lugar para el almacenamiento permanente bajo tierra. Esta primera instalación se podría hacer en varios lugares: una formación de sal en Texas, Mississippi o Utah; una estructura de roca volcánica en Nevada; o una formación de basalto en Washington (Hanford). La segunda instalación se podría construir en las formaciones rocosas de granito que se encuentran en Wisconsin o en Nueva Inglaterra. Según los planes, el primer sitio permanente estará en operación entre 1997 y 2006.

Hay otro problema además de los riesgos normales asociados con el manejo y el procesamiento de materiales radiactivos. Necesitamos ser cuidadosos de que el uranio-235 o el plutonio-239 no caigan en manos de individuos irresponsables como son los grupos terroristas o los líderes de países terroristas. El uranio-235 y el plutonio-239 pueden utilizarse para hacer bombas atómicas y estas organizaciones podrían desarrollar una bomba y utilizarla para derrocar a los gobiernos por medio del chantaje o la destrucción física general. La posibilidad de que esto ocurra fue evidente en 1991 y 1994 con Iraq y Corea del Norte, respectivamente. Muchos observadores han exigido medidas de seguridad más estrictas durante el procesamiento y transporte de todos los materiales nucleares.

Por último, siempre existirá la posibilidad de un accidente nuclear en una planta de energía por fisión nuclear. Para que el material combustible (UO_2) se funda, se necesitan temperaturas por encima de los 5080ºC. Sin embargo, si el combustible del reactor (véase la figura 19.12) se calienta demasiado y no funciona el método de enfriamiento o no está en uso, puede ocurrir una *fusión de gran parte del núcleo del reactor*. El combustible fundido puede dañar el recipiente de seguridad del reactor y aun romperlo y liberar materiales radiactivos en la estructura de confinamiento, lo que causaría un accidente catastrófico en el medio ambiente.

Dos incidentes importantes, uno en Three Mile Island en Pennsylvania en 1979 y otro en Chernobyl en la antigua Unión Soviética en 1986, han sido de trascendencia para el ambiente. En Three Mile Island, la temperatura del reactor en algunos lugares debe de haber excedido los 5100º porque se fundió parte de la región activa. Durante el accidente se liberó gas xenón a la atmósfera para reducir las presiones en el reactor y aminorar la severidad del accidente. De otra manera, se hubiera liberado muy poco material radiactivo. Sin embargo, la recuperación sigue siendo un problema. Finalmente costará cerca de 1,000 millones de dólares realizar incluso una labor mínima.

En el accidente de Chernobyl parece que la causa fueron las fallas en el diseño y el error humano (véase la figura 19.13). El accidente ocurrió durante una serie de pruebas peligrosas del reactor con diversos controles de seguridad apagados. Un sobrevoltaje en la zona activa del reactor sobrecalentó el combustible y rompió la zona activa de manera que el agua de enfriamiento se convirtió instantáneamente en vapor, causando una explosión que rompió el reactor. El daño posterior pudo haber sido causado por una explosión, ya que se incendió en el aire el gas hidrógeno, producida por la reacción entre el combustible revestido de circonio y el vapor. El fuego de la explosión encendió después el moderador de grafito, como el carbón en un asador. La combustión del grafito destruyó la planta y dispersó material radiactivo (^{131}I, ^{137}Cs y otros) sobre Europa y Escandinavia. La planta de Chernobyl no tenía una estructura de confinamiento (véase la figura 19.12) como las que se encuentran en la mayor parte de las plantas de

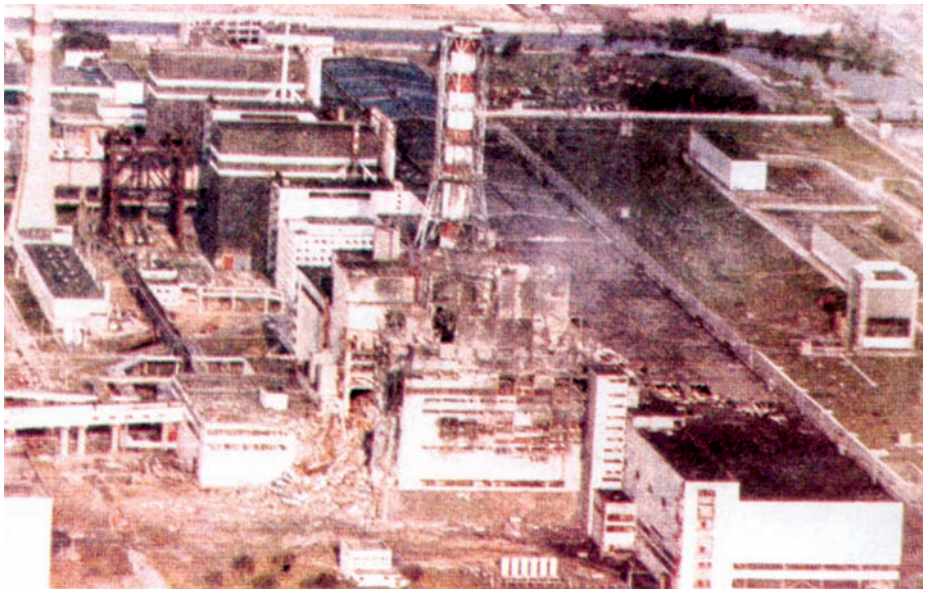


FIGURA 19.13
El accidente nuclear más serio que se registra es el accidente y la explosión en la planta de energía nuclear de Chernobyl, Unión Soviética en 1986.

energía nuclear de Estados Unidos. Esta estructura podría haber conservado una gran cantidad de material radiactivo dentro de la construcción. El moderador que se emplea en las plantas de energía nuclear de Estados Unidos es agua y no grafito como se utilizaba en la planta de Chernobyl. Por consiguiente, un accidente como el ocurrido en Chernobyl no es posible en las plantas de energía nuclear de Estados Unidos. En la actualidad la planta de Chernobyl está recubierta de concreto y tiene una apariencia de "sarcófago". Se supone que el sarcófago debe durar por lo menos 30 años, pero en la actualidad parece que el concreto se está deteriorando y el sarcófago puede derrumbarse. De ser así, tendría que enfrentarse una vez más el problema.

Es evidente que debemos desarrollar medidas de seguridad adecuadas contra accidentes serios, como éstos, si las plantas de energía por fisión nuclear van a satisfacer las necesidades de energía del mundo. En Alemania Occidental (Schmehausen) se ha puesto en operación un nuevo tipo de reactor al que se le llama *reactor de lecho de piedras*, que evita la rápida formación de calor y por tanto hace menos probable la fusión del reactor. Con el fin de integrar características que reduzcan la posibilidad de tales accidentes se están examinando otros nuevos diseños de reactores y tecnologías de enfriamiento. Si estos problemas pueden resolverse, la energía podría ser la respuesta a nuestras necesidades de energía en el futuro.

Fusión nuclear

La fusión nuclear también podría utilizarse en el futuro para producir energía eléctrica. Los científicos creen que las plantas de fusión nuclear producirían menos contaminación térmica, menos radiación nuclear y tendrían menor riesgo de accidentes nucleares que las plantas de fisión nuclear.

Se han utilizado dos procedimientos para desarrollar la fusión nuclear con el objeto de producir electricidad: (1) el confinamiento magnético del hidrógeno y (2) el uso de rayos láser o de haces de electrones para unir los átomos de hidrógeno. Los dos isótopos de hidrógeno que se utilizan son el deuterio ($^{2}_{1}H$) y el tritio ($^{3}_{1}H$). El deuterio se encuentra fácilmente en el agua de mar y el tritio puede producirse bombardeando litio con neutrones. Las sales de litio pueden obtenerse de las rocas del agua de mar.

Para llevar a cabo una fusión de los isótopos de hidrógeno, deben cumplirse tres condiciones: (1) temperaturas elevadas, cercanas a los 100 millones de grados Celsius; (2) densidad elevada, de alrededor de 10^{14} a 10^{16} partículas por centímetro cúbico, y (3) confinamiento de los isótopos de hidrógeno durante el tiempo suficiente (aproximadamente, 1 segundo), a temperatura y densidad elevadas para que la reacción se realice y se mantenga por sí sola. Hasta ahora, no se ha logrado cumplir estas tres condiciones al mismo tiempo.

Periódicamente los científicos proponen formas de lograr la fusión bajo condiciones menos vigorosas. En 1989 se informó de la "fusión fría" a temperaturas cercanas a 100ºC durante reacciones de electrólisis. Sin embargo, ninguno de estos informes fue revisado en forma exhaustiva y ninguno se ha reproducido en otros laboratorios.

Mientras tanto, un esfuerzo internacional entre Europa, Japón, la ex Unión Soviética y Estados Unidos, asociados en la *International Thermonuclear Experimental Reactor* (ITER) podría lograr la cooperación necesaria para la búsqueda de la energía por fusión. Los expertos creen que será en 2020 cuando podamos ver un reactor comercial por fusión que convierta la energía de fusión en energía eléctrica. Como dato curioso, el factor limitante de esta tecnología puede ser la economía, no la ciencia. Un programa como éste necesita para su desarrollo una cantidad enorme de dinero que simplemente no se tiene en su totalidad.

LA QUÍMICA DE LA ATMÓSFERA

El radón en la atmósfera y en su hogar

El elemento Radón (Rn) es un miembro de los gases nobles (VIIIA, 18) que deriva de los procesos radiactivos normales dentro de la corteza terrestre. Puesto que se origina a partir del uranio-238 que se encuentra en la naturaleza, el radón está en la atmósfera como resultado de *procesos naturales y no de actividades humanas*.

El radón es uno de los elementos de la serie de desintegración del ^{238}U descrita en le figura 19.2. A continuación se reproduce una parte de la serie de desintegración del radón con sus vidas medias correspondientes.

$$^{226}_{88}Ra \rightarrow {}^{222}_{86}Rn + {}^{4}_{2}He \quad (1620 \text{ años})$$

$$^{222}_{86}Rn \rightarrow {}^{218}_{84}Po + {}^{4}_{2}He \quad (3.8 \text{ días})$$

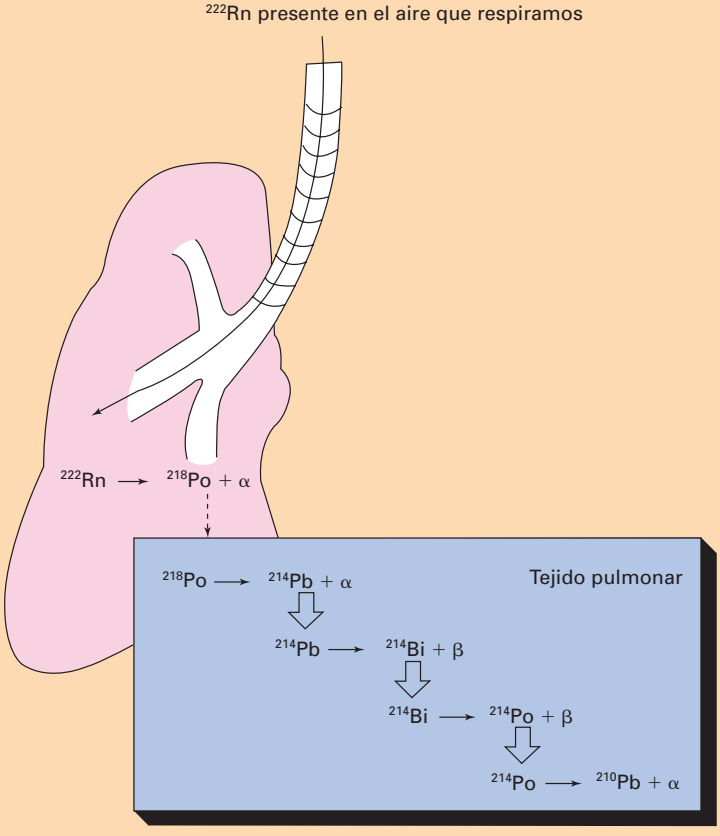
$$^{218}_{84}Po \rightarrow {}^{214}_{82}Pb + {}^{4}_{2}He \quad (3 \text{ min})$$

$$^{214}_{82}Pb \rightarrow {}^{214}_{83}Bi + {}^{0}_{-1}e \quad (27 \text{ min})$$

$$^{214}_{83}Bi \rightarrow {}^{214}_{84}Po + {}^{0}_{-1}e \quad (20 \text{ min})$$

$$^{214}_{84}Po \rightarrow {}^{210}_{82}Pb + {}^{4}_{2}He \quad (2 \times 10^{-4} \text{ s})$$

Si observamos con cuidado esta serie de desintegración, notaremos que la mayor parte de los productos [polonio (Po), plomo (Pb) y bismuto (Bi)] son metales o metaloides. Como tales, son átomos no gaseosos de movilidad limitada. La radiación de la desintegración de estos materiales es peligrosa, pero los materiales permanecen en las formaciones rocosas y lejos de los humanos. Por el contrario, el radón es un gas noble de radiactividad muy baja. Así, puede difundirse de las formaciones minerales y del suelo hacia la atmósfera. Un análisis cuidadoso de ésta revela cantidades bajas pero detectables de radón en el aire que respiramos. El radón tiene una vida media corta (cerca de cuatro días), y algunos átomos de radón se desintegran en $^{218}_{84}Po$ cuando se encuentran en los pulmones. El polonio no es un gas y por lo tanto queda atrapado en el tejido pulmonar. Las desintegraciones posteriores para dar $^{214}_{82}Pb$, $^{214}_{83}Bi$, $^{214}_{84}Po$ y $^{210}_{82}Pb$ producen irritación local de los tejidos que puede favorecer la formación de tumores, como se muestra en la figura.



El gas radón presente en el aire se introduce en los pulmones, donde una pequeña cantidad del isótopo se desintegra para producir $^{218}_{84}Po$, el cual se deposita en el tejido pulmonar y continúa la desintegración emitiendo radiactividad.

El radón y los productos de su desintegración parecen ser la mayor fuente de exposición humana habitual a la radiactividad, mucho mayor que las dosis debidas a las plantas de energía nuclear, los diagnósticos de rayos X o la precipitación radiactiva de las pruebas nucleares. Por lo común, sólo los mineros del uranio, las personas que reciben terapia de radiación contra el cáncer o quienes se han visto expuestas a un accidente nuclear (como el de Three Mile Island o Chernobyl) reciben dosis de radiactividad mayores que quienes las reciben por exposición al radón.

Durante muchos años los científicos consideraron que las concen-

traciones de radón eran muy bajas para suponer que podían constituir una amenaza para la vida humana. Después, en 1984, vino el descubrimiento en el Este de Pensilvania de hogares en los que la concentración de gas radón radiactivo era mil veces el nivel normal. En algunos casos, la exposición a la radiación que sufrieron los habitantes de esas ciudades era comparable con la exposición que recibían los mineros del uranio. Los problemas mayores se presentan en áreas donde la abundancia natural de uranio es superior a la normal. Los hogares de los países de Escandinavia tienen concentraciones de radón que duplican por lo regular las que se encuentran en los hogares de Estados Unidos.

Desde 1984 se han explorado las causas de la exposición severa al radón. Parece ser que éste se difunde desde la tierra a las estructuras a través de pequeñas grietas y huecos en los cimientos y los muros. La concentración de radón que se integra a una casa depende de la ventilación del hogar, la estación del año, las cantidades de partículas de polvo presentes en el aire y los materiales con los que se construyó esa casa.

Aún no se ha realizado un estudio realmente sistemático en los hogares estadounidenses. Una investigación de esta naturaleza proporcionaría una mejor comprensión de las áreas geográficas que tienen mayores riesgos y ayudaría a establecer las estrategias para identificar y determinar qué hogares tienen niveles tan elevados de radón que resultan inaceptables.

La exposición a la radiación del gas radón en algunos hogares, se puede comparar con la exposición a la que están sujetos los mineros que extraen el uranio.

Resumen

Las reacciones nucleares son reacciones químicas en las que intervienen los núcleos de los átomos. Los cambios en el núcleo de un átomo dan por lo regular como resultado la formación de un nuevo elemento y siempre están acompañados de *radiactividad*. La radiactividad es la emisión de ciertas partículas (alfa o beta) y rayos gamma desde un núcleo, cuando el mismo experimenta una reacción nuclear. Sólo los isótopos específicos de ciertos elementos son radiactivos. Las sustancias que se encuentran en estado natural emiten *radiactividad natural* (sección 19.1).

Cuando un isótopo radiactivo se *desintegra*, produce un isótopo diferente de un elemento. Con frecuencia este producto es otro isótopo radiactivo. Así, en una *serie de desintegración* una secuencia completa de procesos de desintegración radiactiva termina finalmente en un isótopo estable (no radiactivo). A partir del conocimiento de los símbolos de los núcleos y las diferentes radiaciones (alfa, beta y gamma) que intervienen, podemos escribir ecuaciones balanceadas de estas reacciones nucleares (sección 19.2).

Al bombardear los núcleos con partículas de movimiento rápido (otros núcleos o neutrones) en un ciclotrón, los científicos pueden inducir reacciones nucleares y con frecuencia producen isótopos de elementos que no se encuentran en la naturaleza. Estos nuevos isótopos de elementos se desintegran por *emisión de positrón* y *captura de electrones* así como desintegración por la formación de partículas alfa y beta (sección 19.3).

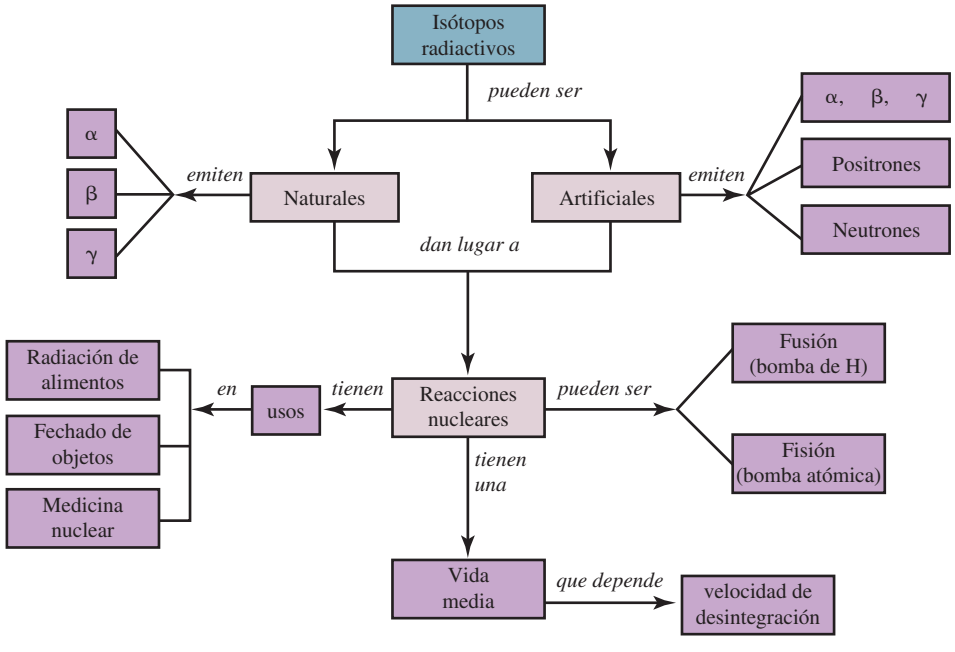
La velocidad de desintegración de cualquier isótopo radiactivo es independiente de las condiciones externas y sólo depende de la identidad del isótopo. Una expresión cuantitativa de esta velocidad es la *vida media*, el tiempo que se requiere para que se desintegre la mitad de una masa dada de isótopo radiactivo (sección 19.4).

Hay diversos usos prácticos de la radiactividad, en los que se incluye el fechado de objetos (vivos y no vivos), la formación de imágenes médicas, el radiomarcado y la radiación de alimentos (sección 19.5).

La *fisión nuclear* es la división de un núcleo atómico en dos núcleos más ligeros y algunos neutrones. En este proceso una pequeña cantidad de masa se convierte en calor. La bomba atómica se basa en la fisión nuclear (sección 19.6). La fisión nuclear también se ha utilizado para generar energía en las plantas de energía nuclear (sección 19.8).

La *fusión nuclear* es la combinación de dos núcleos atómicos para formar un núcleo más pesado. Nuevamente, una pequeña cantidad de masa se convierte en energía calórica durante el proceso de fusión. La bomba de hidrógeno es un ejemplo de fusión nuclear (sección 19.7).

Diagrama temático



Ejercicios

1. Defina o explique los siguientes términos (el número entre paréntesis indica el número de la sección del texto donde se menciona el término).

a. reacción nuclear (19.1)
b. radiactividad (19.1)
c. radiactividad natural (19.1)
d. desintegración radiactiva (19.2)
e. partícula alfa (19.2)
f. partícula beta (19.2)
g. series de desintegración (19.2)
h. rayo gamma (19.2)
i. ciclotrón (19.3)
j. radiactividad artificial (19.3)
k. positrón (19.3)
l. captura de electrones (19.3)
m. elementos sintéticos (19.3)
n. elementos transuránidos (19.3)
o. vida media (19.4)
p. curie (Ci) (19.4)
q. becquerel (Bq) (19.4)
r. fisión nuclear (19.6)
s. reacción en cadena (19.6)
t. masa crítica (19.6)
u. fusión nuclear (19.7)

2. Diga cuál es la diferencia entre:

a. una partícula alfa y una partícula beta
b. una partícula beta y un positrón
c. radiactividad natural y radiactividad artificial
d. fisión nuclear y fusión nuclear

Radiactividad natural (véase la sección 19.2)

3. Escriba los símbolos de las siguientes partículas o rayos:

a. alfa **b.** beta **c.** gamma

4. Enumere una serie de desintegración radiactiva que se encuentre en la naturaleza y diga cuál es el isótopo no radiactivo final.

Radiactividad artificial (véase la sección 19.3)

5. Escriba el símbolo de las siguientes partículas:

a. protón
b. neutrón
c. positrón
d. deuterón

6. Explique con sus propias palabras el funcionamiento de un ciclotrón.

Vida media y medición de la radiactividad (véase la sección 19.4)

7. Explique con sus propias palabras el funcionamiento de un contador Geiger-Müller.

Usos pacíficos de las reacciones nucleares (véase la sección 19.8)

8. Enumere y explique con sus propias palabras el funcionamiento de las tres partes esenciales de una planta de energía por fisión nuclear.

Problemas

Ecuaciones de la radiactividad natural (véase la sección 19.2)

Para responder a estas preguntas utilice la tabla periódica que se encuentra en el interior de la portada de este libro.

9. Escriba una ecuación balanceada para cada una de las siguientes reacciones nucleares.

a. Kriptón-87 (Kr), que se descompone por emisiones beta.

b. Curio-240 (Cm), que se descompone por emisiones alfa.

c. Uranio-232 (U), que se descompone por emisiones alfa.

d. Zinc-71, que se descompone por emisiones beta.

e. Silicio-32, que se descompone por emisiones beta.

f. Americio-234 (Am), que se descompone por emisiones alfa.

g. Cobalto-60, que se descompone por emisiones beta.

h. Cloro-36, que forma cloruro de sodio después de una explosión por fisión nuclear. El cloro-36 se descompone por emisiones beta.

10. El fósforo-32 se forma en la leche, en la mantequilla, en pescados y mariscos comestibles, en los alimentos para bebé, en la carne de cerdo y en las habichuelas, cuando estos alimentos se encuentran a un cuarto de milla de distancia del origen de una explosión por fisión nuclear. El fósforo-32 se descompone por emisiones beta. Escriba una ecuación balanceada para esta reacción nuclear.

Radiactividad artificial (véase la sección 19.3)

Para responder a estas preguntas utilice la tabla periódica que se encuentra en el interior de la portada de este libro.

11. Escriba una ecuación balanceada para cada una de las siguientes reacciones nucleares:

a. El praseodimio-140 (Pr) que se descompone por emisiones positrón.

b. El oxígeno-16 más en neutrón da como resultado la formación de otro elemento y la liberación de una partícula alfa.

c. El boro-10 más un neutrón da como resultado la formación de otro elemento y se libera una partícula alfa.

d. El zinc-65 sufre captura de electrones y forma un nuevo elemento.

e. El berilio-9 más un protón da como resultado la formación de otro elemento y la liberación de una partícula alfa.

f. El hierro-65 sufre una captura de electrones y da origen a un nuevo elemento.

g. El neón-18 se descompone por emisión de positrones.

h. El cobre-59 de descompone por emisión de positrones.

i. El einstenio-253 (Es) más una partícula alfa da como resultado la formación de otro elemento y la liberación de un neutrón.

j. El cadmio-113 en un reactor nuclear absorbe un neutrón para formar un isótopo de cadmio y rayos gamma.

k. El litio-7 más un portón da como resultado la formación de otro elemento y la liberación de un neutrón.

l. El selenio-75 sufre una captura de electrones para dar un nuevo elemento.

12. Cuando el paladio-108 (Pd) es bombardeado con una partícula alfa de alta velocidad emite un protón durante el proceso de desintegración radiactiva. Escriba la ecuación para esta reacción nuclear.

13. El tritio ($^{3}_{1}$H), un isótopo radiactivo del hidrógeno, se prepara bombardeando litio-6 con un neutrón. Escriba la ecuación balanceada para esta reacción nuclear.

14. Cuando el níquel-58 es bombardeado con un protón emite una partícula alfa durante el proceso de desintegración radiactiva. Escriba la ecuación balanceada para esta reacción nuclear.

Vida media y medición de la radiactividad (véase la sección 19.4)

15. El actinio-226 tiene una vida media de 29 horas. ¿Cuántos miligramos de actinio-226 quedarán después de que 100.0 mg pasen por un período de desintegración de 58 horas?

16. El talio-201 tiene una vida media de 73 horas. ¿Cuántos miligramos de talio-201 quedarán después de que 4.00 mg pasan por un período de desintegración de 6 días y 2 horas?

17. El sodio-25 se iba a utilizar en un experimento, pero transcurrieron 3.00 minutos desde que se lo tomó del reactor y se llevó el laboratorio. Si la muestra obtenida del reactor fue de 5.000 mg de sodio-25, ¿cuántos miligramos de sodio-25 se llevaron al laboratorio, tomando en cuenta que su vida media es de $6\overline{0}$ segundos?

18. La vida media de un isótopo radiactivo, *X*, es de 2 años. ¿Cuántos años tendrían que transcurrir para que quedaran 0.500 g de *X* de una muestra inicial de 4.00 g de *X*?

19. El selenio-83 tiene una vida media de 23 minutos, ¿Cuántas horas tendrían que transcurrir para que se descompusiera una muestra de 10.00 mg de selenio-83 y quedaran sólo 1.25 mg?

20. Se cree que en las latas que se utilizan para envasar alimentos se forma estaño-113 cuando ocurre una explosión por fisión nuclear. Si después de una explosión nuclear se formaron 8.00×10^{-6} g de estaño-113 en una lata estañada, ¿cuántos días tendrán que transcurrir para que existan sólo 1.00×10^{-6} g de estaño-113, si su vida media es de 115 días?

Problemas generales

21. Después de una explosión por fisión nuclear, el sodio que se encuentra en los recipientes de vidrio forma sodio-24. Este isótopo se descompone con la emisión de una partícula beta y tiene una vida media de 15.0 horas.

a. Escriba una ecuación balanceada para esta reacción nuclear.

b. Si en un recipiente de vidrio se formaron 5.00×10^{-6} g de sodio-24, ¿cuántos gramos quedarán en 2.5 días?

c. ¿Qué porcentaje del sodio-24 original quedará después de 2.5 días?

22. El zinc-65 es el responsable del 50% o más de la radiactividad total que hay en un pez que estuvo expuesto a una explosión por fisión nuclear. El zinc-65 se descompone emitiendo un positrón y tiene una vida media de 244 días.

a. Escriba una ecuación balanceada para esta reacción nuclear.

b. Si en el pez se formaron 2.00 μg de zinc-65, ¿cuántos días deben transcurrir para que tenga sólo 0.50 μg de zinc-65? Tome en cuenta que los 0.50 μg de zinc-65 quedarán aunque el pez viva o muera, pero si la gente lo atrapa o se lo come, el zinc-65 residirá en la persona que lo ingiera.

23. Se preparó una disolución de cloruro de sodio-24 al 4.00×10^{-6}% el martes a las 9.00 A.M. ¿Qué porcentaje de cloruro de sodio-24 habrá en la disolución el miércoles a las 3.00 P.M. si el sodio-24 tiene una vida media de 15 horas?

24. En 1966 un investigador preparó una disolución de cloruro de cesio-137 1.500×10^{-6} *M*. ¿Cuál es la concentración molar del cloruro de cesio-137 en 1966? (La vida media del cesio-137 es de 30 años).

25. Las alarmas termonucleares producen nuevos isótopos radiactivos cuando se detonan. El estroncio-90, uno de los isótopos biológicamente más dañinos, se sintetiza en los primeros momentos de la detonación a partir del bromo-90, mediante una sucesión de tres emisiones beta. Escriba las ecuaciones balanceadas para las tres etapas que ocurren en este proceso, durante el cual el bromo-90 se convierte en estroncio-90. El estroncio-90 tiene una vida media de 28.1 años, y tiende a localizarse en los huesos de los organismo vivos. Al quedarse en los huesos daña los tejidos circundantes, que lentamente son sometidos a emisiones beta.

26. El isótopo de tecnecio que se utiliza en la formación de imágenes, ^{99}Tc, se prepara de la siguiente manera. Se bombardea molibdeno-98 con neutrones para dar molibdeno-99, el que se desintegra mediante emisiones beta para dar ^{99}Tc, con una vida media de 67 horas. Complete y balancee las ecuaciones nucleares para cada uno de estos procesos.

27. El galio-67 es un excelente isótopo radiactivo que se utiliza para localizar la posición exacta de los tumores blandos mediante técnicas de formación de imagen. Se prepara mediante la reacción nuclear entre un átomo de zinc-68 y un protón. Los productos son galio-67 y neutrones.

a. ¿Cuántos neutrones se liberan?

b. ¿Cuál es la ecuación nuclear balanceada de este proceso?

✓ Cuestionario del capítulo 19

Puede utilizar la tabla periódica.

1. Complete y balancee las siguientes ecuaciones nucleares:

a. El uranio-232 se descompone mediante emisiones alfa.

b. El plomo-201 se decompone por emisiones de positrones.

c. El cobre-63 más el bombardeo de una partícula da como resultado la formación de un neutrón, de sodio-24 y de potasio-39.

2. Un isótopo de zinc, el zinc-72, tiene una vida media de 46.5 horas. ¿Cuántos miligramos de zinc-72 quedarán después de que 2.000 mg pasan por un período de desintegración igual a 7 días y 18 horas?

3. Un isótopo de iridio (Ir), se utiliza en el tratamiento de tumores cerebrales mediante las técnicas de implantación. El isótopo tiene una vida media de 74 días. ¿Cuántos días deben transcurrir para que la masa de una muestra de iridio-192 disminuya de 5.000 mg a 1.250 mg?

Este capítulo concluye su estudio de química básica. A lo largo de este libro, nuestro objetivo ha sido introducirlo a lo que consideramos la ciencia fascinante de la química y hacerle notar que *muchas personas* de muy diversos antecedentes históricos, nacionalidades y razas han sido capaces de *trabajar unidas* para solucionar algunos de los problemas químicos relacionados con nuestra existencia sobre el planeta Tierra.

Tecnecio (Símbolo: Tc)

El elemento TECNECIO: diagnóstico no invasor

La disolución de tecnetato de sodio ($NaTcO_4$) se usa exclusivamente en el diagnóstico médico. La foto muestra la preparación de una disolución de tecnecio inyectable.

Nombre: El nombre deriva del griego *technetos*, que significa "artificial".

Apariencia: El metal tecnecio no es muy común; es un polvo de color gris plateado. Su forma más útil es el anión tecnetato, TcO_4^-, incoloro cuando está en disolución.

Abundancia: El tecnecio se encuentra en el ambiente sólo en cantidades de trazas como un subproducto de la fisión natural del ^{235}U. Se halla comúnmente como un componente del combustible del reactor nuclear utilizado.

Origen: La mayor parte del tecnecio se utiliza como trazador radiactivo en medicina (véase la imagen). El ^{99}Tc se prepara mediante la desintegración de partículas beta del ^{99}Mo, el que se obtiene en los reactores nucleares o mediante el bombardeo del ^{98}Mo con neutrones. En todos los casos, el tecnecio está presente como $NaTcO_4$ y el molibdeno como Na_2MoO_4.

$$^{98}_{42}Mo + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{99}_{42}Mo$$

$$^{99}_{42}Mo \rightarrow {}^{99}_{43}Tc + {}^{0}_{-1}e$$

Usos comunes: El tecnecio-99 es el isótopo radiactivo sencillo más importante en el diagnóstico médico. Puede utilizarse para formar imágenes del cerebro, el corazón, la tiroides, el estómago, el hígado, el pulmón, la médula ósea, el bazo y el riñón. El desarrollo de la tecnología de trazadores radiactivos puede ser tan importante para la medicina como la invención del microscopio. Es una manera relativamente no agresiva de observar un órgano y obtener información que no se podría conseguir de otra manera práctica.

La química nuclear es en realidad algo más compleja de lo que el capítulo sugiere. La desintegración beta del ^{99}Mo al ^{99}Tc proporciona especies llamadas ^{99m}Tc, en el que la *m* significa *metaestable*. Es decir que el núcleo del ^{99}Tc se forma en un estado de alta energía o metaestable. Este estado metaestable se desintegra a ^{99}Tc normal con una vida media de 6' horas mediante emisiones gamma. Estos rayos gamma son los que se detectan en el proceso de formación de imágenes. El ^{99}Tc normal que resulta decae por emisiones beta a rutenio-99 (^{99}Ru) con una vida media de 212 mil años.

$$^{99m}_{43}\text{Tc} \rightarrow {}^{99}_{43}\text{Tc} + \gamma$$

$$^{99}_{43}\text{Tc} \rightarrow {}^{99}_{44}\text{Ru} + {}^{0}_{-1}\text{e}$$

Acontecimientos raros: La existencia del tecnecio había sido predicha sobre la base de la tabla periódica, pero el metal era desconocido hasta 1937, cuando C. Perrier y E. G. Segrè prepararon cantidades pequeñas bombardeando molibdeno con deuterones. El tecnecio fue el primer elemento desconocido que se preparó utilizando medios artificiales.

Química sustentable y CTS

Las armas químicas

La ciencia, algunas veces, se nos presenta como un arma de dos filos, como es el caso del bisturí, que puede emplearse para salvar una vida en una operación o para segarla, al emplearlo como un vil cuchillo asesino. Tal es el caso del proceso Haber, utilizado para obtener amoniaco a partir del nitrógeno del aire, que se desarrolló a solicitud del gobierno alemán durante la Primera Guerra Mundial para utilizarlo como arma química, pero posteriormente se le usó para producir fertilizantes.

Las armas químicas y biológicas pueden definirse como sustancias que han sido elaboradas para causar algún malestar en los seres humanos, aunque algunas también se han preparado para dañar a la vegetación.

La diferencia entre las armas químicas y biológicas es que las primeras son sustancias químicas que se utilizan como tóxicos, mientras que las biológicas se elaboran a partir de esporas, bacterias y, en general, de microorganismos.

De las dos, las más peligrosas son las biológicas debido a que es más difícil controlar su producción; además, las cantidades necesarias para causar daño son bastante menores que las requeridas por las armas químicas.

Existen diversas maneras de clasificar las armas químicas; la más generalizada se basa en sus efectos tóxicos. Puede hablarse de siete categorías. Los *lacrimógenos*, que son sustancias que producen lagrimeo; los *irritantes respiratorios y estornudantes*, que afectan las vías respiratorias; los *sofocantes*, cuyo efecto es frecuentemente mortal; los *urticantes* o *vesicantes*, que destruyen los tejidos y su acción es irreversible; los *neurotóxicos*, o agentes G, que fueron desarrollados por los alemanes durante la Segunda Guerra Mundial. Estos últimos penetran en el organismo por las vías respiratorias y se fijan en el tejido nervioso, provocan contracciones musculares y disminuyen progresivamente los movimientos respiratorios y del corazón. Finalmente, están los *incapacitantes*, cuya acción espontánea es reversible y sin secuelas.

Las armas químicas más usadas han sido, por ejemplo, durante la Primera Guerra Mundial, el cloro y el fosgeno (cuyo efecto es frecuentemente mortal), actúan sobre el pulmón de manera irreversible destruyendo los tejidos celulares. También se utilizó la yperita (agente urticante). Entre las armas actuales más potentes están los agentes G como el sarín (GB) y el tabún (GA), y el VX, agentes organofosforados o agentes neurotóxicos.

El 3 de septiembre de 1992, la Conferencia de Desarme, en Ginebra (Suiza), adoptó el texto de la Convención para el Control del Desarrollo, Producción, Almacenamiento y Uso de Armas Químicas y de su Producción, la cual entró en operación en 1997.

Para vigilar su operación se creó la Organización para el Control de Armas Químicas (OPAQ). Los países firmantes, actualmente más de 150, se comprometieron a no desarrollar, producir, adquirir, almacenar o transferir armas químicas, y a destruir aquellas localizadas en su territorio.

La Convención de Armas Químicas obliga a los países a tener una Autoridad Nacional para atender estos asuntos y permitir las inspecciones que se realizan por parte de la OPAQ, que tiene a su cargo el control de las armas químicas con sede en La Haya, Holanda.

La Convención de Armas Químicas es uno de los 25 tratados "centrales" de la Organización de las Naciones Unidas (ONU). México fue el país número 14 en adherirse a esta Convención y depositó su firma el 29 de agosto de 1994.

En el año 2003, dos mexicanos fueron nombrados Inspectores de Armas del Consejo de Seguridad de la ONU, ambos investigadores de la Facultad de Química de la UNAM, los profesores José Luz González Chávez y Benjamín Ruiz Loyola. Cabe destacar que el doctor González Chávez ha fungido, de 1997 a 2003, como miembro de la Comisión de Confidencialidad de la OPAQ. A finales del año 2004 fue nombrado Miembro del Consejo Asesor Científico y Evaluador de Proyectos de la OPAQ.

Algunos de los procesos científicos que deben su origen a necesidades de defensa, han servido al desarrollo de la industria civil. La necesidad de protegerse de las armas químicas ha propiciado el desarrollo de trajes de protección, que actualmente se utilizan en muchas industrias. Las máscaras antigases han sido usadas en ciertas poblaciones para abatir los efectos de la contaminación atmosférica.

Equipos de protección y detección de armas químicas.

Sede de la OPAQ en La Haya (Holanda). Se aprecian las siglas OPCW (Organization for the Prohibition of Chemical Weapons).

APÉNDICES

I. Interconversión de unidades
II. Su calculadora
III. Algunos isótopos presentes en forma natural
IV. Configuración electrónica de los elementos que muestra los subniveles
V. Presión de vapor del agua a diferentes temperaturas
VI. Revisión de álgebra
VII. Respuestas a los ejercicios y problemas seleccionados
Glosario

APÉNDICE I Interconversión de unidades

Existen dos sistemas principales de unidades en el mundo, el sistema métrico y el sistema basado en las unidades inglesas. Las unidades del sistema inglés se utilizan principalmente en Estados Unidos mientras que el sistema métrico se emplea en casi todo el resto del mundo. En Estados Unidos, las mediciones métricas están reemplazando en forma gradual a las que se basan en el sistema inglés. El sistema internacional de unidades (SI) es una modificación del sistema métrico y ha sido adoptado como el sistema de unidades oficial en la comunidad científica.

Interconversión en el sistema internacional de unidades

En este contexto hemos presentado el sistema internacional de unidades (SI); la comunidad científica utiliza acutalmente este sistema en forma limitada y es problable que en unos cuantos años sea el único sistema que se emplee. El SI se deriva de siete *unidades básicas,* como se muestra en la tabla I.1.

Además de estas unidades básicas, existen dos *unidades suplementarias,* el radián (rad) y el esterradián (sr), que se utilizan para definir mediciones angulares.

Los *prefijos* de múltiplos y submúltiplos indican órdenes de magnitud. Estos prefijos definen un valor fraccionario o un múltiplo de la unidad básica; así, 1 kilómetro es igual a 1000 metros y 1 milímetro a 0.001 (o 10^{-3}) metro. En la tabla I.2 se muestran estos prefijos y sus órdenes de magnitud.

Una serie de *unidades derivadas,* que provienen de las siete unidades básicas y de las dos suplementarias, define varias cantidades que se utilizan en las mediciones científicas. En la tabla I.3 se muestran algunas de ellas.

Algunas unidades como *atmósfera, torr, mm Hg* y *calorías* se utilizan normalmente en las mediciones químicas (y en este texto las empleamos), pero no están definidas *exactamente* en términos del SI de unidades. El comité del SI recomienda abandonar el uso de estas unidades; sin embargo, muchos químicos las seguirán utilizando durante algún tiempo.

TABLA I.1 Unidades base

CANTIDAD MEDIDA	NOMBRE DE LA UNIDAD	SÍMBOLO SI
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Corriente eléctrica	ampere	A
Temperatura termodinámica	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

TABLA I.2

Prefijos SI

FACTOR	PREFIJO	SÍMBOLO SI
10^{12}	tera	T
10^{9}	giga	G
10^{6}	mega	M
10^{3}	kilo	k
10^{2}	hecto[a]	h
10^{1}	deca[a]	da
10^{-1}	deci[a]	d
10^{-2}	centi[a]	c
10^{-3}	mili	m
10^{-6}	micro	μ
10^{-9}	nano	n
10^{-12}	pico	p
10^{-15}	femto	f
10^{-18}	ato	a

[a] Evítense estos prefijos lo más posible.

TABLA I.3 Unidades derivadas

CANTIDAD FÍSICA	UNIDAD	SÍMBOLO SI	DEFINICIÓN
Aceleración	metro/segundo^2	m/s^2	m/s^2
Área	metro^2	m^2	m^2
Densidad	kilogramo/metro^2	kg/m^3	kg/m^3
Capacitancia eléctrica	farad	F	A·s/V
Diferencial de potencial eléctrico	volt[a]	V	J/(A·s) = W/A
Resistencia eléctrica	ohm	Ω	V/A = kg·m^2/(s^3·A^2)
Energía	joule	J	N·m = kg·m^2/s^2
Fuerza	newton	N	kg·m/s^2
Potencia	watt	W	J/s = kg·m^2/s^3
Cantidad de electricidad	coulomb	C	A·s
Presión	pascal	Pa	N/m^2 = kg/(m·s^2)
Cantidad de calor	joule	J	N·m = kg·m^2/s^2
Calor específico	joule/(kilogramo·kelvin)	J/(kg·K)	J/(kg·K)
Velocidad	metro/segundo	m/s	m/s
Volumen[b]	metro^3	m^3	m^3

[a] También la unidad para expresar fuerza automotriz.
[b] En 1964, se adoptó el litro como nombre especial para el decímetro cúbico (dm^3), pero no se utiliza para medir volúmenes extremadamente precisos.

En la tabla I.4 se encuentran los factores de conversión que pueden utilizarse para cambiar estas unidades a las unidades reconocidas por el SI.

Interconversión y Unidades del Sistema Inglés

Las unidades del sistema inglés son: onza, libra y tonelada (masa); onza fluida, pinta, cuarto y galón (volumen); pulgada, pie, yarda y milla (longitud); y el segundo (tiempo). En la tabla I.5 se encuentra un resumen de las mediciones con las unidades del sistema inglés.

TABLA I.4 Factores de conversión seleccionados

PARA CONVERTIR DE:	A:	MULTIPLICAR POR:
caloría (cal)	joule (J)	4.184
atmósfera (atm)	pascal (P)	1.013×10^{5}
torr (torr)	pascal (P)	1.333×10^{2}
pulgada	metro (m)	2.54×10^{-2}
libra-masa (lbm)	kilogramo (kg)	4.536×10^{-1}

TABLA I.5 Resumen de medidas en unidades inglesas

MASA	LONGITUD	VOLUMEN
16 onzas (oz) = 1 libra (lb)	12 pulgadas = 1 pie	16 onzas fluidas (floz) = 1 pinta (pt)
2202 libras = 1 tonelada	3 pies = 1 yarda	2 pintas = 1 cuarto (qt)
	5280 pies = 1 milla	4 cuartos = 1 galón (gal)

Para realizar la conversión de unidades del sistema métrico al sistema inglés, necesitamos conocer ciertos factores de conversión (véase la tabla I.6). Usted deberá memorizar estos factores o bien tenerlos a la mano para resolver problemas en los que aparezcan estas unidades.

EJEMPLO I.1 Convertir 385 g a libras.

RESULTADO Utilizando el factor de conversión 454 g = 1 lb, resolvemos el problema de la siguiente manera:

$$385\ \cancel{g} \times \frac{1\ \text{lb}}{454\ \cancel{g}} = 0.848\ \text{lb} \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO I.2 Convertir 1.00 gal a litros.

RESULTADO Para utilizar el factor de conversión 1 L = 1.06 cuartos, convertimos el galón a cuartos, utilizando 4 qt = 1 gal. La disolución es la siguiente

$$1.00\ \cancel{\text{gal}} \times \frac{4\ \cancel{\text{qt}}}{1\ \cancel{\text{gal}}} \times \frac{1\ \text{L}}{1.06\ \cancel{\text{qt}}} = 3.77\ \text{L} \qquad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO I.3 Convertir 3.00 pies a metros.

RESULTADO Para utilizar el factor 2.54 cm = 1 in, convertimos los pies a pulgadas con el factor 12 in = 1 pie. Después convertimos los centímetros a metros, utilizando el factor de conversión métrico 100 cm = 1 m (véase la sección 2.1). La disolución es

$$3.00\ \cancel{\text{ft}} \times \frac{12\ \cancel{\text{in.}}}{1\ \cancel{\text{ft}}} \times \frac{2.54\ \cancel{\text{cm}}}{1\ \cancel{\text{in.}}} \times \frac{1\ \text{m}}{100\ \cancel{\text{cm}}} = 0.914\ \text{m} \qquad \textit{Respuesta}$$

TABLA I.6 Equivalentes entre unidades métricas y el inglés

DIMENSIÓN	UNIDAD MÉTRICA	EQUIVALENTE INGLÉS
Masa[a]	454 gramos (g)	= 1 libra (lb)
Volumen	1 litro (L)	= 1.06 cuartos (qt)
Longitud	2.54 centímetros (cm)	= 1 pulgada (in)
Tiempo	1 segundo (s)	= 1 segundo (s)

[a] Aunque el gramo es una unidad de masa y la libra es una unidad de peso, las dos unidades se utilizan en forma intercambiable en la mayor parte de los cálculos en química.

EJEMPLO I.4 Una caja tiene las siguientes dimensiones: 15.0 in, 20.0 cm y 2.00 pies. Calcule su volumen en: (a) centímetros cúbicos y (b) pulgadas cúbicas.

RESULTADO

a. Convertimos las 15.0 pulgadas y los 2.00 pies a centímetros y después calculamos el volumen en centímetros cúbicos multiplicando lado por lado por lado:

$$15.0\ \cancel{\text{in.}} \times \frac{2.54\ \text{cm}}{1\ \cancel{\text{in.}}} \times 20.0\ \text{cm} \times 2.00\ \cancel{\text{ft}} \times \frac{12\ \cancel{\text{in.}}}{1\ \cancel{\text{ft}}} \times \frac{2.54\ \text{cm}}{1\ \cancel{\text{in.}}}$$

$$= 46{,}500\ \text{cm}^3 \text{ (hasta tres cifras significativas)} \quad \textit{Respuesta}$$

Observe que $\text{cm}^1 \times \text{cm}^1 \times \text{cm}^1 = \text{cm}^3$, ya que los exponentes se suman en forma algebraica al igual que en la multiplicación de números exponenciales (véase la sección 2.7).

b. Convertimos los 20.0 cm y los 2.00 pies a pulgadas y después calculamos el volumen en pulgadas cúbicas:

$$15.0\ \text{in.} \times 20.0\ \cancel{\text{cm}} \times \frac{1\ \text{in.}}{2.54\ \cancel{\text{cm}}} \times 2.00\ \cancel{\text{ft}} \times \frac{12\ \text{in.}}{1\ \cancel{\text{ft}}}$$

$$= 2830\ \text{in}^3 \text{ (hasta tres cifras significativas)} \quad \textit{Respuesta}$$

EJEMPLO I.5 Realizar las siguientes conversiones:

a. una densidad de 2.60 g/mL a lb/gal
b. una densidad de 5.00 g/cm^3 a lb/pie^3

RESULTADO

a. Convertimos la masa de gramos a libras utilizando el factor 1 lb = 454 g y convertimos el volumen en mililitros a galones empleando los factores 1000 mL = 1 L, 1 L = 1.06 qt y 4 qt = 1 gal. La disolución es la siguiente:

$$\frac{2.60\ \cancel{g}}{\cancel{\text{mL}}} \times \frac{1\ \text{lb}}{454\ \cancel{g}} \times \frac{1000\ \cancel{\text{mL}}}{1\ \cancel{\text{L}}} \times \frac{1\ \cancel{\text{L}}}{1.06\ \cancel{\text{qt}}} \times \frac{4\ \cancel{\text{qt}}}{1\ \text{gal}} = 21.6\ \text{lb/gal} \quad \textit{Respuesta}$$

b. Convertimos la masa de gramos a libras utilizando el factor 1 lb = 454 g y convertimos el volumen de centímetros cúbicos a pies cúbicos; en esta operación tenemos que considerar $(1\ \text{in})^3 = (2.54\ \text{cm})^3$ y después $(12\ \text{pulg})^3 = (1\ \text{pie})^3$. Para realizar esta operación, multiplicamos 2.54 por sí mismo tres veces, es decir, $2.54 \times 2.54 \times 2.54$, y hacemos lo mismo con el 12. es decir, $12 \times 12 \times 12$ (consulte las potencias positivas de los números exponenciales en la sección 2.7). El resultado es el siguiente:

$$\frac{5.00\ \cancel{g}}{\cancel{\text{cm}^3}} \times \frac{1\ \text{lb}}{454\ \cancel{g}} \times \frac{(2.54)^3\ \cancel{\text{cm}^3}}{1\ \cancel{\text{in.}^3}} \times \frac{(12)^3\ \cancel{\text{in.}^3}}{1\ \text{ft}^3} = 312\ \text{lb/ft}^3 \quad \textit{Respuesta}$$

Problemas

1. Realice las siguientes conversiones:

a. 2.00 kg a libras

b. 3.25 lb a kg

c. $25\overline{0}$ mL a pintas

d. 6.00 qt a litros

e. 16.8 in a metros

f. 6.00 m a pies

2. El monte Éverest que está en la frontera de Nepal-Tíbet se encuentra a 29,028 pies sobre el nivel del mar. ¿Cuál es su altitud en metros considerando hasta tres cifras significativas?

3. Una caja tiene las siguientes dimensiones: 25.0 cm, 11.0 in y 2.00 pies. Calcule su volumen en (a) centímetros cúbicos y (b) pulgadas cúbicas.

4. Realice las siguientes conversiones:

a. una densidad de 3.65 g/mL a lb/gal

b. una densidad de 295 lb/pie^3 a g/mL

5. Calcule la densidad en lb/pie^3 de una pieza de metal que tiene una masa de 246 kg y las siguientes dimensiones: 15.0 cm, 30.0 in y 0.500 pie.

APÉNDICE II Su calculadora

La tecnología moderna ha hecho posible la adquisición de calculadoras altamente confiables y muy útiles a un precio módico. Como resultado, los cálculos complicados, las reglas de cálculo y las tablas de logaritmos se han vuelto cosa del pasado. Para los cálculos contenidos en este texto son suficientes las calculadoras equipadas con las funciones $+$, $-$, $\times$, $\div$, $\sqrt{\ }$, $\log x$ y 10^x o y^x.

Aunque se encuentran disponibles una gran cantidad de diseños de calculadoras, describiremos el uso de los dos tipos más comunes. El primero es el que se reconoce principalmente por la presencia de una tecla $=$. El segundo es el que tiene una tecla ENTER (intro).

Dos notas de advertencia: primera, las calculadoras son más rápidas y convenientes y no cometen errores. Sin embargo, es posible que usted sí cometa un error al utilizar una calculadora. Verifique siempre que la respuesta sea razonable. Por ejemplo, digamos que usted multiplica 8.2×2.3 y obtiene 188.6 ¿Este valor es razonable? Bueno, usted sabe que $8 \times 2 = 16$, y por tanto 8.2×2.3 debería ser un poco más que 16. Su respuesta, 188.6, *no tiene sentido* —es posible que haya cometido un error al utilizar la calculadora. Repita sus cálculos si tiene alguna duda. La respuesta correcta es 18.86. Durante el cálculo inicial pudo haber colocado mal un punto decimal e introducido ¡82×2.3 u 8.2×23!

Segunda, las calculadoras le proporcionan muchos más cifras significativas de las que usted puede justificar. Redondee siempre sus respuestas hasta el número correcto de cifras significativas. *No registre la respuesta que muestra la calculadora sin tomar en cuenta cuál debe ser el número correcto de cifras significativas.* En los siguientes ejemplos, las tablas muestran los números tal y como se exhiben en la calculadora. Redondee cualquiera de los números exhibidos antes de presentarlo como respuesta.

Introducción de números, notación exponencial

Es muy sencillo introducir números en una calculadora. Sólo presione las teclas tal y como aparecen en el papel, asegurándose de introducir los puntos decimales en la posición correcta. Practique algunas veces introduciendo 12.41, 12000.1,273 y 0.000572.

Es posible que prefiera introducir la segunda y cuarta cifra del párrafo anterior en notación exponencial o en notación científica. Para hacerlo necesitará identificar dos teclas en su calculadora particular:

- ✔ La tecla Exponente: En el tipo de calculadora con signo =, los dos rótulos comunes para esta tecla son EE (**E**nter **E**xponent, introduzca el exponente) y EXP (**EXP**onent, exponente). En la calculadora de tipo ENTER, la tecla suele estar rotulada EEX (**E**nter **EX**ponent, introduzca el exponente). Si tiene alguna duda, consulte el manual de su calculadora.

- ✔ La tecla cambio de signo: En la calculadora tipo =, el rótulo más común para esta tecla es +/−. En la calculadora del tipo ENTER, la tecla suele estar rotulada CHS (**CH**ange **S**ign, cambio de signo).

En cualquiera de estos casos, usted presiona la tecla del número y luego oprime la tecla exponente. Deberán aparecer dos ceros a la derecha del número que se introduce. Para terminar la operación sólo presione el exponente (o potencia) deseado para el cual se toma como base 10, y, si el exponente es un número *negativo*, oprima la tecla de cambio de signo después de presionar la tecla exponente. En la siguiente tabla se muestran algunos ejemplos:

CALCULADORA DEL TIPO = O ENTER			
NÚMERO DESEADO	OPRIMA	EN PANTALLA	
1.765×10^4	1.765	*1.765*	
	EXP, EE, o EEX	*1.765*	*00*
	4	*1.765*	*04*
1.241×10^{-7}	1.241	*1.241*	
	EXP, EE, o EEX	*1.241*	*00*
	7	*1.241*	*07*
	+/− o CHS	*1.241*	*−07*

Suma, resta, multiplicación y división

Para realizar una operación aritmética deberá oprimir una serie de teclas. Los dos tipos básicos de calculadora son algo diferentes en este sentido, como se muestra a continuación:

TIPO =

En este tipo de calculadora se introduce la operación como se escribe. Para determinar 2 + 3 se oprime 2, luego el signo +, después 3 y por último el signo =. A continuación se muestran algunos ejemplos de suma, resta, multiplicación y división.

TIPO ENTER

En este tipo de calculadora usted introduce el primer número, teclea el segundo número y *luego* oprime la tecla de la función adecuada. Para determinar 2 + 3 deberá oprimir las siguientes teclas en orden: 2, enter, 3 y +. A continuación se ven algunos ejemplos de la suma, resta, multiplicación y división.

TIPO =		
OPERACIÓN DESEADA	OPRIMA	EN PANTALLA
176.5 + 12.41	176.5	*176.5*
	+	*176.5*
	12.41	*12.41*
	=	*188.91*
176.5 − 12.41	176.5	*176.5*
	−	*176.5*
	12.41	*12.41*
	=	*164.09*
176.5 × 12.41	176.5	*176.5*
	×	*176.5*
	12.41	*12.41*
	=	*2190.365*
176.5 ÷ 12.41	176.5	*176.5*
	÷	*176.5*
	12.41	*12.41*
	=	*14.22240129*

TIPO ENTER		
OPERACIÓN DESEADA	OPRIMA	EN PANTALLA
176.5 + 12.41	176.5	*176.5*
	ENTER	*176.5*
	12.41	*12.41*
	+	*188.91*
176.5 − 12.41	176.5	*176.5*
	ENTER	*176.5*
	12.41	*12.41*
	−	*164.09*
176.5 × 12.41	176.5	*176.5*
	ENTER	*176.5*
	12.41	*12.41*
	×	*2190.365*
176.5 ÷ 12.41	176.5	*176.5*
	ENTER	*176.5*
	12.41	*12.41*
	÷	*14.22240129*

Ahora practique con los siguientes ejemplos para verificar su técnica. Se presentan las respuestas como aparecerán en la pantalla de su calculadora sin tomar en cuenta las cifras significativas.

$39.21 + 9.57 = 48.78$ $\qquad$ $39.21 - 9.57 = 29.64$

$1.021 + 0.24 = 1.261$ $\qquad$ $1.021 - 0.24 = 0.781$

$39.21 \times 9.57 = 375.2397$ $\qquad$ $39.21 \div 9.57 = 4.09717868$

$1.021 \times 0.24 = 0.24504$ $\qquad$ $1.021 \div 0.24 = 4.25416667$

Cálculos en serie o en cadena

En muchas ocasiones, para resolver los problemas incluidos en este texto, es necesario realizar una serie de operaciones aritméticas en serie o en cadena. Un ejemplo de este tipo de cálculo es la suma de una lista de números o la realización de una serie de multiplicaciones y divisiones. Por lo regular usted deberá realizar estas operaciones en la calculadora *sin* eliminar ninguna respuesta intermedia. Este método reduce los errores de redondeo y los errores de copiado.

TIPO =		
OPERACIÓN DESEADA	OPRIMA	EN PANTALLA
$12.3 + 35.6 - 1.55$	12.3	*12.3*
	+	*12.3*
	35.6	*35.6*
	=	*47.9*
	−	*47.9*
	1.55	*1.55*
	=	*46.35*
$\frac{12.3 \times 35.6}{1.55 \times 2.68}$	12.3	*12.3*
	×	*12.3*
	35.6	*35.6*
	=	*437.88*
	÷	*437.88*
	1.55	*1.55*
	=	*282.5032258*
	÷	*282.5032258*
	2.68	*2.68*
	=	*105.4116514*

TIPO ENTER		
OPERACIÓN DESEADA	OPRIMA	EN PANTALLA
$12.3 + 35.6 - 1.55$	12.3	*12.3*
	ENTER	*12.3*
	35.6	*35.6*
	+	*47.9*
	ENTER	*47.9*
	1.55	*1.55*
	−	*46.35*
$\frac{12.3 \times 35.6}{1.55 \times 2.68}$	12.3	*12.3*
	ENTER	*12.3*
	35.6	*35.6*
	×	*437.88*
	ENTER	*437.88*
	1.55	*1.55*
	÷	*282.5032258*
	ENTER	*282.5032258*
	2.68	*2.68*
	÷	*105.4116514*

Ahora practique con los siguientes ejemplos para verificar su técnica. Se presentan las respuestas como aparecerán en la pantalla de su calculadora y sin tomar en cuenta las cifras significativas.

$$39.21 - 9.57 + 47.09 - 2.675 = 74.055$$

$$-39.21 + 9.57 - 47.09 - 2.675 = -79.405$$

(*Sugerencia:* teclee 39.21 y utilice la tecla CHS o +/− para obtener −39.21).

$$\frac{39.21 \times 9.57}{47.09 \times 2.675} = 2.97890260 \qquad \frac{39.21 \times 2.675}{47.09 \times 9.57} = 0.23274481$$

Raíz cuadrada, segunda potencia, logaritmos y antilogaritmos

Durante la resolución de los problemas pueden ser útiles otras cuatro funciones: la raíz cuadrada, la elevación de un número a la segunda potencia, la obtención del logaritmo y el antilogaritmo de un número. Por lo regular, no hay diferencia en estas operaciones de una calculadora a otra, siempre y cuando usted sea capaz de identificar la tecla correcta para cada operación. Algunas calculadoras asignan dos o más operaciones a determinada tecla y es necesario realizar dos golpes de tecla para llevar a cabo estas operaciones. En estos casos, una tecla Shift (de intercambio o de función, a menudo con el rótulo codificado en algún color) debe preceder a la operación deseada.

Si tiene alguna duda consulte su manual. Para estas operaciones los rótulos comunes en las teclas son:

Tecla de raíz cuadrada: $\sqrt{\ }$

Segunda potencia de un número: x^2

Obtener un logaritmo: log

Obtener un antilogaritmo: 10^x o y^x

En la siguiente tabla vemos algunos ejemplos del uso de estas teclas con números normales y números exponenciales.

= o TIPO ENTER

OPERACIÓN DESEADA	OPRIMA	EN PANTALLA
$\sqrt{176.5}$	176.5	*176.5*
	$\sqrt{\ }$	*13.28533026*
$(12.41)^2$	12.41	*12.41*
	x^2	*154.0081*
log (176.5)	176.5	*176.5*
	log	*2.24674471*
antilog (12.41)	12.41	*12.41*
	10^x	*2.570395*
		12
	o : 10	*10*
	y^x	*10*
	12.41	*12.41*
	=	*2.570395*
		12
$\sqrt{1.241 \times 10^{-7}}$	1.241	*1.241*
	EXP, EE, o EEX	*1.241 00*
	7	*1.241 07*
	+/− o CHS	*1.241 −07*
	$\sqrt{\ }$	*0.000352278*
log (1.765×10^4)	1.765	*1.765*
	EXP, EE, oEEX	*1.765 00*
	4	*1.765 04*
	log	*4.24674471*

Ahora practique con los siguientes ejemplos para verificar su técnica. Se presentan las respuestas como aparecerán en la pantalla de su calculadora sin tomar en cuenta las cifras significativas.

$\sqrt{72.471} = 8.51299007$ $\quad (72.471)^2 = 5{,}252.045841$

$\log 72.471 = 1.86016425$ $\quad \text{antilog } 72.471 = 2.958012 \times 10^{72}$

APÉNDICE III

Algunos isótopos presentes en forma natural

Número atómico	Isótopo	Porcentaje de abundancia	Número atómico	Isótopo	Porcentaje de abundancia
1	$^{1}_{1}H$	99.98	18	$^{36}_{18}Ar$	0.34
	$^{2}_{1}H$	0.02		$^{38}_{18}Ar$	0.06
2	$^{3}_{2}He$	Trazas		$^{40}_{18}Ar$	99.60
	$^{4}_{2}He$	100.00	19	$^{39}_{19}K$	93.10
3	$^{6}_{3}Li$	7.42		$^{40}_{19}K$	0.01
	$^{7}_{3}Li$	92.58		$^{41}_{19}K$	6.88
4	$^{9}_{4}Be$	100.00	20	$^{40}_{20}Ca$	96.97
5	$^{10}_{5}B$	19.6		$^{42}_{20}Ca$	0.64
	$^{11}_{5}B$	80.4		$^{43}_{20}Ca$	0.14
6	$^{12}_{6}C$	98.89		$^{44}_{20}Ca$	2.06
	$^{13}_{6}C$	1.11		$^{46}_{20}Ca$	Trazas
7	$^{14}_{7}N$	99.63		$^{48}_{20}Ca$	0.18
	$^{15}_{7}N$	0.37	21	$^{45}_{21}Sc$	100.00
8	$^{16}_{8}O$	99.76	22	$^{46}_{22}Ti$	7.93
	$^{17}_{8}O$	0.04		$^{47}_{22}Ti$	7.28
	$^{18}_{8}O$	0.20		$^{48}_{22}Ti$	73.94
9	$^{19}_{9}F$	100.00		$^{49}_{22}Ti$	5.51
10	$^{20}_{10}Ne$	90.92		$^{50}_{22}Ti$	5.34
	$^{21}_{10}Ne$	0.26	23	$^{50}_{23}V$	0.24
	$^{22}_{10}Ne$	8.82		$^{51}_{23}V$	99.76
11	$^{23}_{11}Na$	100.00	24	$^{50}_{24}Cr$	4.31
12	$^{24}_{12}Mg$	78.70		$^{52}_{24}Cr$	83.76
	$^{25}_{12}Mg$	10.13		$^{53}_{24}Cr$	9.55
	$^{26}_{12}Mg$	11.17		$^{54}_{24}Cr$	2.38
13	$^{27}_{13}Al$	100.00	25	$^{55}_{25}Mn$	100.00
14	$^{28}_{14}Si$	92.21	26	$^{54}_{26}Fe$	5.82
	$^{29}_{14}Si$	4.70		$^{56}_{26}Fe$	91.66
	$^{30}_{14}Si$	3.09		$^{57}_{26}Fe$	2.19
15	$^{31}_{15}P$	100.00		$^{58}_{26}Fe$	0.33
16	$^{32}_{16}S$	95.00	27	$^{59}_{27}Co$	100.00
	$^{33}_{16}S$	0.76	28	$^{58}_{28}Ni$	67.88
	$^{34}_{16}S$	4.22		$^{60}_{28}Ni$	26.23
	$^{36}_{16}S$	0.01		$^{61}_{28}Ni$	1.19
17	$^{35}_{17}Cl$	75.53		$^{62}_{28}Ni$	3.66
	$^{37}_{17}Cl$	24.47		$^{64}_{28}Ni$	1.08

NÚMERO ATÓMICO	ISÓTOPO	PORCENTAJE DE ABUNDANCIA	NÚMERO ATÓMICO	ISÓTOPO	PORCENTAJE DE ABUNDANCIA
29	$^{63}_{29}Cu$	69.09		$^{94}_{42}Mo$	9.04
	$^{65}_{29}Cu$	30.91		$^{95}_{42}Mo$	15.72
30	$^{64}_{30}Zn$	48.89		$^{96}_{42}Mo$	16.53
	$^{66}_{30}Zn$	27.81		$^{97}_{42}Mo$	9.46
	$^{67}_{30}Zn$	4.11		$^{98}_{42}Mo$	23.78
	$^{68}_{30}Zn$	18.57		$^{100}_{42}Mo$	9.13
	$^{70}_{30}Zn$	0.62	44	$^{96}_{44}Ru$	5.51
31	$^{69}_{31}Ga$	60.4		$^{98}_{44}Ru$	1.87
	$^{71}_{31}Ga$	39.6		$^{99}_{44}Ru$	12.72
32	$^{70}_{32}Ge$	20.52		$^{100}_{44}Ru$	12.62
	$^{72}_{32}Ge$	27.43		$^{101}_{44}Ru$	17.07
	$^{73}_{32}Ge$	7.76		$^{102}_{44}Ru$	31.61
	$^{74}_{32}Ge$	36.54		$^{104}_{44}Ru$	18.58
	$^{76}_{32}Ge$	7.76	45	$^{103}_{45}Rh$	100.00
33	$^{75}_{33}As$	100.00	46	$^{102}_{46}Pd$	0.96
34	$^{74}_{34}Se$	0.87		$^{104}_{46}Pd$	10.97
	$^{76}_{34}Se$	9.02		$^{105}_{46}Pd$	22.23
	$^{77}_{34}Se$	7.58		$^{106}_{46}Pd$	27.33
	$^{78}_{34}Se$	23.52		$^{108}_{46}Pd$	26.71
	$^{80}_{34}Se$	49.82		$^{110}_{46}Pd$	11.81
	$^{82}_{34}Se$	9.19	47	$^{107}_{47}Ag$	51.82
35	$^{79}_{35}Br$	50.54		$^{109}_{47}Ag$	48.18
	$^{81}_{35}Br$	49.46	48	$^{106}_{48}Cd$	1.22
36	$^{78}_{36}Kr$	0.35		$^{108}_{48}Cd$	0.88
	$^{80}_{36}Kr$	2.27		$^{110}_{48}Cd$	12.39
	$^{82}_{36}Kr$	11.56		$^{111}_{48}Cd$	12.75
	$^{83}_{36}Kr$	11.55		$^{112}_{48}Cd$	24.07
	$^{84}_{36}Kr$	56.90		$^{113}_{48}Cd$	12.26
	$^{86}_{36}Kr$	17.37		$^{114}_{48}Cd$	28.86
37	$^{85}_{37}Rb$	72.15		$^{116}_{48}Cd$	7.58
	$^{87}_{37}Rb$	27.85	49	$^{113}_{49}In$	4.28
38	$^{84}_{38}Sr$	0.56		$^{115}_{49}In$	95.72
	$^{86}_{38}Sr$	9.86	50	$^{112}_{50}Sn$	0.96
	$^{87}_{38}Sr$	7.02		$^{114}_{50}Sn$	0.66
	$^{88}_{38}Sr$	82.56		$^{115}_{50}Sn$	0.35
39	$^{89}_{39}Y$	100.00		$^{116}_{50}Sn$	14.30
40	$^{90}_{40}Zr$	51.46		$^{117}_{50}Sn$	7.61
	$^{91}_{40}Zr$	11.23		$^{118}_{50}Sn$	24.03
	$^{92}_{40}Zr$	17.11		$^{119}_{50}Sn$	8.58
	$^{94}_{40}Zr$	17.40		$^{120}_{50}Sn$	32.85
	$^{96}_{40}Zr$	2.80		$^{122}_{50}Sn$	4.92
41	$^{93}_{41}Nb$	100.00		$^{124}_{50}Sn$	5.94
42	$^{92}_{42}Mo$	15.84	51	$^{121}_{51}Sb$	57.25

NÚMERO ATÓMICO	ISÓTOPO	PORCENTAJE DE ABUNDANCIA	NÚMERO ATÓMICO	ISÓTOPO	PORCENTAJE DE ABUNDANCIA
	$^{123}_{51}Sb$	42.75		$^{148}_{62}Sm$	11.24
52	$^{120}_{52}Te$	0.09		$^{149}_{62}Sm$	13.83
	$^{122}_{52}Te$	2.46		$^{150}_{62}Sm$	7.44
	$^{123}_{52}Te$	0.87		$^{152}_{62}Sm$	26.72
	$^{124}_{52}Te$	4.61		$^{154}_{62}Sm$	22.71
	$^{125}_{52}Te$	6.99	63	$^{151}_{63}Eu$	47.82
	$^{126}_{52}Te$	18.71		$^{153}_{63}Eu$	52.18
	$^{128}_{52}Te$	31.79	64	$^{152}_{64}Gd$	0.20
	$^{130}_{52}Te$	34.48		$^{154}_{64}Gd$	2.15
53	$^{127}_{53}I$	100.00		$^{155}_{64}Gd$	14.73
54	$^{124}_{54}Xe$	0.10		$^{156}_{64}Gd$	20.47
	$^{126}_{54}Xe$	0.09		$^{157}_{64}Gd$	15.68
	$^{128}_{54}Xe$	1.92		$^{158}_{64}Gd$	24.87
	$^{129}_{54}Xe$	26.44		$^{160}_{64}Gd$	21.90
	$^{130}_{54}Xe$	4.08	65	$^{159}_{65}Tb$	100.00
	$^{131}_{54}Xe$	21.18	66	$^{156}_{66}Dy$	0.05
	$^{132}_{54}Xe$	26.89		$^{158}_{66}Dy$	0.09
	$^{134}_{54}Xe$	10.44		$^{160}_{66}Dy$	2.29
	$^{136}_{54}Xe$	8.87		$^{161}_{66}Dy$	18.88
55	$^{133}_{55}Cs$	100.00		$^{162}_{66}Dy$	25.53
56	$^{130}_{56}Ba$	0.10		$^{163}_{66}Dy$	24.97
	$^{132}_{56}Ba$	0.10		$^{164}_{66}Dy$	28.18
	$^{134}_{56}Ba$	2.42	67	$^{165}_{67}Ho$	100.00
	$^{135}_{56}Ba$	6.59	68	$^{162}_{68}Er$	0.14
	$^{136}_{56}Ba$	7.81		$^{164}_{68}Er$	1.56
	$^{137}_{56}Ba$	11.32		$^{166}_{68}Er$	33.41
	$^{138}_{56}Ba$	71.66		$^{167}_{68}Er$	22.94
57	$^{138}_{57}La$	0.09		$^{168}_{68}Er$	27.07
	$^{139}_{57}La$	99.91		$^{170}_{68}Er$	14.88
58	$^{136}_{58}Ce$	0.19	69	$^{169}_{69}Tm$	100.00
	$^{138}_{58}Ce$	0.25	70	$^{168}_{70}Yb$	0.14
	$^{140}_{58}Ce$	88.48		$^{170}_{70}Yb$	3.03
	$^{142}_{58}Ce$	11.07		$^{171}_{70}Yb$	14.31
59	$^{141}_{59}Pr$	100.00		$^{172}_{70}Yb$	21.82
60	$^{142}_{60}Nd$	27.11		$^{173}_{70}Yb$	16.13
	$^{143}_{60}Nd$	12.17		$^{174}_{70}Yb$	31.84
	$^{144}_{60}Nd$	23.85		$^{176}_{70}Yb$	12.73
	$^{145}_{60}Nd$	8.30	71	$^{175}_{71}Lu$	97.41
	$^{146}_{60}Nd$	17.22		$^{176}_{71}Lu$	2.59
	$^{148}_{60}Nd$	5.73	72	$^{174}_{72}Hf$	0.18
	$^{150}_{60}Nd$	5.62		$^{176}_{72}Hf$	5.20
62	$^{144}_{62}Sm$	3.09		$^{177}_{72}Hf$	18.50
	$^{147}_{62}Sm$	14.97		$^{178}_{72}Hf$	27.14

NÚMERO ATÓMICO	ISÓTOPO	PORCENTAJE DE ABUNDANCIA	NÚMERO ATÓMICO	ISÓTOPO	PORCENTAJE DE ABUNDANCIA
	$^{179}_{72}Hf$	13.75		$^{194}_{78}Pt$	32.90
	$^{180}_{72}Hf$	35.24		$^{195}_{78}Pt$	33.80
73	$^{180}_{73}Ta$	0.01		$^{196}_{78}Pt$	25.30
	$^{181}_{73}Ta$	99.99		$^{198}_{78}Pt$	7.21
74	$^{180}_{74}W$	0.14	79	$^{197}_{79}Au$	100.00
	$^{182}_{74}W$	26.41	80	$^{196}_{80}Hg$	0.15
	$^{183}_{74}W$	14.40		$^{198}_{80}Hg$	10.02
	$^{184}_{74}W$	30.64		$^{199}_{80}Hg$	16.84
	$^{186}_{74}W$	28.41		$^{200}_{80}Hg$	23.13
75	$^{185}_{75}Re$	37.07		$^{201}_{80}Hg$	13.22
	$^{187}_{75}Re$	62.93		$^{202}_{80}Hg$	29.80
76	$^{184}_{76}Os$	0.02		$^{204}_{80}Hg$	6.85
	$^{186}_{76}Os$	1.59	81	$^{203}_{81}Tl$	29.50
	$^{187}_{76}Os$	1.64		$^{205}_{81}Tl$	70.50
	$^{188}_{76}Os$	13.30	82	$^{204}_{82}Pb$	1.48
	$^{189}_{76}Os$	16.10		$^{206}_{82}Pb$	23.60
	$^{190}_{76}Os$	26.40		$^{207}_{82}Pb$	22.60
	$^{192}_{76}Os$	41.00		$^{208}_{82}Pb$	52.30
77	$^{191}_{77}Ir$	37.3	83	$^{209}_{83}Bi$	100.00
	$^{193}_{77}Ir$	62.7	92	$^{234}_{92}U$	0.01
78	$^{190}_{78}Pt$	0.01		$^{235}_{92}U$	0.72
	$^{192}_{78}Pt$	0.78		$^{238}_{92}U$	99.27

APÉNDICE IV

Configuración electrónica de los elementos que muestra los subniveles

NÚMERO ATÓMICO	SÍMBOLO DEL ELEMENTO	1 *s*	2 *s p*	3 *s p d*	4 *s p d f*	5 *s p d f*	6 *s p d f*	7 *s*
1	H	1						
2	He	2						
3	Li	2	1					
4	Be	2	2					
5	B	2	2 1					
6	C	2	2 2					
7	N	2	2 3					
8	O	2	2 4					
9	F	2	2 5					
10	Ne	2	2 6					
11	Na	2	2 6	1				
12	Mg	2	2 6	2				
13	Al	2	2 6	2 1				
14	Si	2	2 6	2 2				
15	P	2	2 6	2 3				
16	S	2	2 6	2 4				
17	Cl	2	2 6	2 5				
18	Ar	2	2 6	2 6				
19	K	2	2 6	2 6	1			
20	Ca	2	2 6	2 6	2			
21	Sc	2	2 6	2 6 1	2			
22	Ti	2	2 6	2 6 2	2			
23	V	2	2 6	2 6 3	2			
24	Cr	2	2 6	2 6 5	1			
25	Mn	2	2 6	2 6 5	2			
26	Fe	2	2 6	2 6 6	2			
27	Co	2	2 6	2 6 7	2			
28	Ni	2	2 6	2 6 8	2			
29	Cu	2	2 6	2 6 10	1			
30	Zn	2	2 6	2 6 10	2			

NÚMERO ATÓMICO	SÍMBOLO DEL ELEMENTO	1 *s*	2 *s p*	3 *s p d*	4 *s p d f*	5 *s p d f*	6 *s p d f*	7 *s*
31	Ga	2	2 6	2 6 10	2 1			
32	Ge	2	2 6	2 6 10	2 2			
33	As	2	2 6	2 6 10	2 3			
34	Se	2	2 6	2 6 10	2 4			
35	Br	2	2 6	2 6 10	2 5			
36	Kr	2	2 6	2 6 10	2 6			
37	Rb	2	2 6	2 6 10	2 6	1		
38	Sr	2	2 6	2 6 10	2 6	2		
39	Y	2	2 6	2 6 10	2 6 1	2		
40	Zr	2	2 6	2 6 10	2 6 2	2		
41	Nb	2	2 6	2 6 10	2 6 4	1		
42	Mo	2	2 6	2 6 10	2 6 5	1		
43	Tc	2	2 6	2 6 10	2 6 6	1		
44	Ru	2	2 6	2 6 10	2 6 7	1		
45	Rh	2	2 6	2 6 10	2 6 8	1		
46	Pd	2	2 6	2 6 10	2 6 10			
47	Ag	2	2 6	2 6 10	2 6 10	1		
48	Cd	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2		
49	In	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 1		
50	Sn	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 2		
51	Sb	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 3		
52	Te	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 4		
53	I	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 5		
54	Xe	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6		
55	Cs	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6	1	
56	Ba	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6	2	
57	La	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6 1	2	
58	Ce	2	2 6	2 6 10	2 6 10 1	2 6 1	2	
59	Pr	2	2 6	2 6 10	2 6 10 3	2 6	2	
60	Nd	2	2 6	2 6 10	2 6 10 4	2 6	2	
61	Pm	2	2 6	2 6 10	2 6 10 5	2 6	2	
62	Sm	2	2 6	2 6 10	2 6 10 6	2 6	2	
63	Eu	2	2 6	2 6 10	2 6 10 7	2 6	2	
64	Gd	2	2 6	2 6 10	2 6 10 7	2 6 1	2	
65	Tb	2	2 6	2 6 10	2 6 10 9	2 6	2	
66	Dy	2	2 6	2 6 10	2 6 10 10	2 6	2	
67	Ho	2	2 6	2 6 10	2 6 10 11	2 6	2	
68	Er	2	2 6	2 6 10	2 6 10 12	2 6	2	
69	Tm	2	2 6	2 6 10	2 6 10 13	2 6	2	
70	Yb	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	
71	Lu	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 1	2	
72	Hf	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 2	2	
73	Ta	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 3	2	

NÚMERO ATÓMICO	SÍMBOLO DEL ELEMENTO	1 *s*	2 *s p*	3 *s p d*	4 *s p d f*	5 *s p d f*	6 *s p d f*	7 *s*
74	W	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 4	2	
75	Re	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 5	2	
76	Os	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 6	2	
77	Ir	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 7	2	
78	Pt	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 9	1	
79	Au	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	1	
80	Hg	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2	
81	Tl	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 1	
82	Pb	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 2	
83	Bi	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 3	
84	Po	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 4	
85	At	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 5	
86	Rn	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	
87	Fr	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	1
88	Ra	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	2
89	Ac	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 6 1	2
90	Th	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 6 2	2
91	Pa	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 2	2 6 1	2
92	U	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 3	2 6 1	2
93	Np	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 4	2 6 1	2
94	Pu	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 6	2 6	2
95	Am	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 7	2 6	2
96	Cm	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 7	2 6 1	2
97	Bk	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 9	2 6	2
98	Cf	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 10	2 6	2
99	Es	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 11	2 6	2
100	Fm	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 12	2 6	2
101	Md	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 13	2 6	2
102	No	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6	2
103	Lr	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 1	2
104	Rf	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 2	2
105	Ha	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 3	2
106	Sg	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 4	2
107	Ns	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 5	2
108	Hs	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 6	2
109	Mt	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 7	2
110	—	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 8	2
111	—	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 9	2

APÉNDICE V

Presión de vapor del agua a diferentes temperaturas

Temperatura (°C)	Presión[a] mm Hg (torr)	Atm	Pa	Temperatura (°C)	Presión[a] mm Hg (torr)	Atm	Pa
0	4.6	0.0061	610	33	37.7	0.0496	5030
5	6.5	0.0086	872	34	39.9	0.0525	5319
10	9.2	0.0121	1227	35	42.2	0.0555	5622
15	12.8	0.0168	1705	36	44.6	0.0586	5941
16	13.6	0.0179	1818	37	47.1	0.0619	6275
17	14.5	0.0191	1937	38	49.7	0.0654	6625
18	15.5	0.0204	2063	39	52.4	0.0690	6992
19	16.5	0.0217	2197	40	55.3	0.0728	7376
20	17.5	0.0231	2338	45	71.9	0.0946	9583
21	18.6	0.0245	2486	50	92.5	0.1217	12,333
22	19.8	0.0261	2643	55	118.0	0.1553	15,737
23	21.1	0.0277	2809	60	149.4	0.1965	19,915
24	22.4	0.0294	2983	65	187.5	0.2468	25,002
25	23.8	0.0313	3167	70	233.7	0.3075	31,157
26	25.2	0.0332	3360	75	289.1	0.3804	38,543
27	26.7	0.0352	3564	80	355.1	0.4672	47,342
28	28.3	0.0373	3779	85	433.6	0.5705	57,808
29	30.0	0.0395	4005	90	525.8	0.6918	70,094
30	31.8	0.0419	4242	95	633.9	0.8341	84,512
31	33.7	0.0443	4492	100	760.0	1.0000	101,325
32	35.7	0.0469	4755				

[a] Las unidades en torr están expresadas con un decimal; las unidades en atm con cuatro decimales y las unidades en Pa en números enteros.

APÉNDICE VI Revisión de álgebra

El tipo de ecuación más común que se utiliza en este libro es una ecuación con una incógnita cuya potencia es igual a 1. Estas ecuaciones se llaman *ecuaciones lineales* y se resuelven con facilidad mediante operaciones algebraicas sencillas. Un ejemplo general de una ecuación lineal es el siguiente:

$$ax = b \quad \text{o} \quad ax^1 = b$$

La incógnita o variable x está elevada a la primera potencia (no existen los términos x^2 o x^3), a es un coeficiente ($a \neq 0$) y b es un número. La resolución de ecuaciones lineales se utiliza en química para sustituir en la ecuación del gas ideal (véase la sección 11.8) las variables P (presión), V (volumen), n (moles) y T (temperatura) y para calcular los números de oxidación de los elementos en los compuestos y iones (véanse las secciones 6.3 y 16.2).

Resolución de una ecuación lineal

Para encontrar la cantidad desconocida en una ecuación lineal, necesitamos realizar transformaciones o cambios algebraicos

1. Eliminar los paréntesis.
2. Agrupar los términos semejantes. Colocar todas las incógnitas en un lado de la ecuación (por lo regular a la izquierda) y todos los números en el otro lado (por lo regular a la derecha).
3. Reordenar. Para colocar las incógnitas en un lado de la ecuación y los números en el otro, debemos reordenar la ecuación como sigue:
   - **a.** La ecuación no cambia al sumar o restar la misma cantidad en *ambos* lados de la ecuación.
   - **b.** La ecuación no cambia al multiplicar o dividir *ambos* lados de la ecuación por o entre la misma cantidad.
4. Despejar la incógnita.

EJEMPLO VI.1 Resuelva las siguientes ecuaciones lineales en donde x es la incógnita.

a. $2x = 4$

b. $2x = 5 - 1$

c. $2x + 1 = 5$

d. $2(x + 1) = 8$

a. $3x = -18$

RESULTADO

a. $2x = 4$ Dividiendo ambos lados de la ecuación entre 2.

$$\frac{2x}{2} = \frac{4}{2}$$

$x = 2$ *Respuesta*

b. $2x = 5 - 1$ Agrupando términos semejantes.

$2x = 5 - 1 = 4$

$$\frac{2x}{2} = \frac{4}{2}$$

$x = 2$ *Respuesta*

c. $2x + 1 = 5$ Restando 1 en ambos lados de la ecuación.

$2x + 1 - 1 = 5 - 1$

$2x = 4$

$$\frac{2x}{2} = \frac{4}{2}$$

$x = 2$ *Respuesta*

d. $2(x + 1) = 8$ Eliminando los paréntesis.

$2x + 2 = 8$ Restando 2 en ambos lados de la ecuación.

$2x + 2 - 2 = 8 - 2$

$2x = 6$ Dividiendo ambos lados de la ecuación entre 2.

$$\frac{2x}{2} = \frac{6}{2}$$

$x = 3$ *Respuesta*

e. $3x = -18$ Dividiendo ambos lados de la ecuación entre 3.

$$\frac{3x}{3} = \frac{-18}{3}$$

$x = -6$ *Respuesta*

Sustitución de valores en una ecuación lineal

Podemos verificar una ecuación lineal sustituyendo en la ecuación original el valor obtenido para la incógnita. Al verificar las ecuaciones lineales del ejemplo VI.1, obtenemos los siguientes resultados:

a. $2x = 4; x = 2$

$2(2) = 4$

$4 = 4$

b. $2x = 5 - 1; x = 2$

$2(2) = 5 - 1$

$4 = 4$

c. $2x + 1 = 5; \quad x = 2$

$2(2) + 1 = 5$

$4 + 1 = 5$

$5 = 5$

d. $2(x + 1) = 8; x = 3$

$2(3 + 1) = 8$

$2(4) = 8$

$8 = 8$

e. $3x = -18; \quad x = -6$

$3(-6) = -18$

$-18 = -18$

EJEMPLO VI.2 Con base en la ecuación general del estado gaseoso:

$$PV = nRT$$

a. Obtenga la presión (P) en atmósferas si el volumen (V) es 6.00 L, la temperatura (T), es 300 K, los moles de gas (n), 0.900 mol y la constante universal de los gases (R), 0.0821 atm·L/(mol·K).

b. Encuentre los moles del gas (n) si la presión (P) es 1.25 atm, el volumen (V), 2.00 L, la temperatura (T), 273 K, y la constante universal de los gases (R), 0.0821 atm·L/(mol·K).

c. Obtenga la temperatura (T) en grados Celsius si la presión (P) es 1.10 atm, el volumen (V), 30.0 L, los moles de gas (n), 1.25 mol y la constante universal de los gases (R), 0.0821 atm·L/(mol·K).

RESULTADO

a. Utilizamos la ecuación general del estado gaseoso y despejamos P como sigue:

$$PV = nRT \quad \text{Dividiendo ambos lados de la ecuación entre } V.$$

$$\frac{P\cancel{V}}{\cancel{V}} = \frac{nRT}{V}$$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

Sustituyendo los valores de $V = 6.00$ L, $T = 3\overline{00}$ K, $n = 0.900$ mol y $R = 0.0821$ atm·L/(mol·K) en la ecuación que acabamos de obtener, tenemos la siguiente ecuación:

$$P = \frac{0.900\ \cancel{\text{mol}} \times 0.0821\ \dfrac{\text{atm}\cdot\cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{mol}}\cdot\cancel{\text{K}}} \times 3\overline{00}\ \text{K}}{6.00\ \cancel{\text{L}}}$$

$$= 3.69 \text{ atm} \qquad \textit{Respuesta}$$

Observe que las unidades de R se cancelan, quedando sólo atmósferas, que son las unidades de presión.

b. Utilizamos la ecuación general del estado gaseoso y despejamos n como sigue:

$$PV = nRT \quad \text{Colocando la incógnita } n \text{ en el lado izquierdo.}$$

$$nRT = PV \quad \text{Dividiendo ambos lados de la ecuación entre } RT.$$

$$\frac{\cancel{nRT}}{\cancel{RT}} = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Sustituimos en la ecuación lineal que acabamos de obtener los valores de $P = 1.25$ atm, $V = 2.00$ L, $T = 273$ K y $R = 0.0821$ atm·L/(mol·K) para obtener la siguiente ecuación:

$$n = \frac{1.25\ \cancel{\text{atm}} \times 2.00\ \cancel{\text{L}}}{0.0821\ \dfrac{\cancel{\text{atm}}\cdot\cancel{\text{L}}}{\text{mol}\cdot\cancel{\text{K}}} \times 273\ \cancel{\text{K}}}$$

$$= 0.112 \text{ mol} \qquad \textit{Respuesta}$$

Observe que las unidades de R se cancelan, quedando sólo mol. Al dividir las operaciones debe invertirlas y multiplicarlas; por esta razón,

$$\frac{1}{\dfrac{1}{\text{mol}}} = 1 \times \frac{\text{mol}}{1} = \text{mol}$$

c. Utilizamos la ecuación general del estado gaseoso y despejamos T como sigue:

$$PV = nRT \quad \text{Colocando la incógnita } T \text{ en el lado izquierdo.}$$

$$nRT = PV \quad \text{Dividiendo ambos lados de la ecuación entre } nR.$$

$$\frac{\cancel{nRT}}{\cancel{nR}} = \frac{PV}{nR}$$

$$T = \frac{PV}{nR}$$

Sustituimos en la ecuación lineal que acabamos de obtener los valores de $P = 1.10$ atm; $V = 30.01$ L, $n = 1.25$ mol y $R = 0.0821$ atm·L/(mol·K) para obtener la siguiente ecuación:

$$T = \frac{1.10\ \cancel{\text{atm}} \times 30.0\ \cancel{\text{L}}}{1.25\ \cancel{\text{mol}} \times 0.0821\ \dfrac{\cancel{\text{atm}}\cdot\cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{mol}}\cdot\text{K}}}$$

$$= 322\ \text{K}$$

Observe que las unidades de R se cancelan otra vez, dejando sólo Kelvin. Tenemos que expresar la temperatura en °C. Por tanto °C = K – 273 de la ecuación (2.4) en la sección 2.8; la temperatura en grados Celsius es

$$322\ \text{K} = (322 - 273)\ ^\circ\text{C} = 49^\circ\text{C} \qquad \textit{Respuesta}$$

Problemas

1. Resuelva las siguientes ecuaciones lineales en donde x es la incógnita.

a. $2x = 5 + 3$ **b.** $5x + 6 = 4x + 2$

c. $2(x + 2) = 10$ **d.** $3(x + 1) = 2(x + 4)$

2. Con base en la ecuación del gas ideal:

$$PV = nRT$$

a. Obtenga el volumen (V) en litros, si la presión (P) es 2.00 atm, la temperatura (T), 300 K, los moles de gas (n), 0.750 mol, y la constante universal de los gases (R), 0.0821 a atm·L/(mol·K).

b. Obtenga la temperatura en grados Celsius (véase la sección 2.8) si la presión (P) es 1.50 atm, el volumen (V) es 38.0 L, los moles de gas (n), 0.10 mol, y la constante universal de los gases (R), 0.0821 atm·L/(mol·K).

c. Encuentre las moles (n) de gas si la presión (P) es 0.970 atm, el volumen (V), 3.00 L, la temperatura (T), 303 K, y la constante universal de los gases (R), 0.0821 atm·L/(mol·K).

GLOSARIO

El número entre paréntesis indica la sección(es) del texto en la que se menciona el término.

Ácido (definición de Arrhenius) Es una sustancia que, cuando se disuelve en agua, libera iones de hidrógeno (H^+) (15.1).

Ácido (definición de Brønsted-Lowry) Sustancia que puede ceder un protón (H^+) a alguna otra sustancia (15.1).

Ácido (definición simplificada) Compuesto de hidrógeno que, en disolución acuosa, produce iones hidrógeno (H^+) (7.6).

Ácido conjugado Especies que se forman cuando se añade un protón (H^+) a su base (15.1).

Ácidos carboxílicos Son una clase de derivados de hidrocarburos en la que el grupo carboxilo (—COOH) está unido a un grupo de hidrocarburos (alquilo o arilo) (18.7).

Afinidad electrónica Cantidad de energía emitida cuando un átomo o ion gana un electrón (6.2).

Agente oxidante (oxidante) En una reacción química de oxidación-reducción, es la sustancia que se reduce (gana electrones) (16.1).

Agente reductor (reductor) En una reacción química de oxidación-reducción, es la sustancia que se oxida (pierde electrones) (16.1).

Alcanos (hidrocarburos saturados) Hidrocarburos alifáticos que tienen la fórmula molecular general C_nH_{2n+2} para los compuestos de cadena abierta. Cada átomo de carbono tiene una estructura tetraédrica y cuatro enlaces sencillos (18.3).

Alcoholes Clase de derivados de hidrocarburos en que un grupo hidroxi (—OH) sustituye un átomo de hidrógeno combinado con un átomo de carbono de un hidrocarburo alifático (18.7).

Aldehídos Clase de derivados de hidrocarburos en la cual *un* grupo carbonilo $\left(\diagdown\!\!\diagup C{=}O\right)$ está unido por un lado a un grupo hidrocarburo (alquilo o arilo) y por el otro a un *átomo de hidrógeno* (18.7).

Alquenos Hidrocarburos alifáticos no saturados que tienen la fórmula molecular general C_nH_{2n} para los compuestos de cadena abierta, poseen un doble enlace carbono-carbono y su estructura es plana (18.4).

Alquinos Forma de hidrocarburo alifático no saturado; tiene la fórmula molecular general C_nH_{2n-2} para los compuestos de cadena abierta, un triple enlace carbono-carbono y su estructura es lineal (18.5).

Amidas Clase de derivados de hidrocarburos en la cual el $–NH_2$ sustituye al –OH del grupo carboxilo en el ácido carboxílico (18.7).

Aminas Clase de derivados de hidrocarburos en la cual se sustituye uno o más de los tres átomos de hidrógeno del amoniaco por grupos aquilo o arilo (18.7).

Análisis dimensional (método del factor unitario) Método de conversión entre medidas expresadas en diferentes unidades mediante el desarrollo de una relación entre esas unidades y la expresión de tal relación como el factor de ambas unidades (2.8).

Ángulo de enlace Es el ángulo definido por tres átomos y los dos enlaces covalentes que los unen (6.7).

Anillo de benceno Estructura característica de los hidrocarburos aromáticos; es un hexágono regular (de lados iguales) con dobles enlaces alternantes en el anillo (18.6).

Anión Ion con carga negativa (6.2).

Ánodo Electrodo con carga positiva en una celda electrolítica; es el sitio donde se llevan a cabo las reacciones de oxidación ya que atrae los iones con carga negativa presentes en una disolución (16.5).

Átomo Es la partícula más pequeña de un elemento que puede existir y presentar todavía las propiedades de ese elemento, incluyendo la capacidad de reaccionar con otros átomos (3.2).

Balanceo de ecuaciones por óxido-reducción Método que se emplea para balancear las ecuaciones en las reacciones de oxidación-reducción; en él se utilizan los números de oxidación de los elementos que participan en la reacción (16.3).

Base (definición de Arrhenius) Sustancia que libera iones hidróxido (OH^-) cuando se disuelve en agua (15.1).

Base (definición de Brønsted-Lowry) Sustancia capaz de recibir o aceptar un protón (H^+) de alguna otra sustancia (15.1).

Base (definición simplificada) Es un compuesto que contiene un ion metálico y uno o más iones hidróxido (OH^-) (7.6).

Base conjugada Especies que se forman cuando se elimina un protón (H^+) a su ácido (15.1).

Becquerel (Bq) Medida de la radiactividad que es igual a una desintegración nuclear por segundo (19.4).

Bioquímica Es el estudio de las reacciones químicas que se presentan en los organismos vivos (1.2).

Calcógenos Elementos del grupo VIA (16) de la tabla periódica: oxígeno, azufre, selenio, telurio y polonio (5.2).

Calor Es la energía que se transfiere de una sustancia a otra cuando existe una diferencia de temperatura entre ambas; se asocia con el movimiento aleatorio de las moléculas (3.5).

Calor de condensación Cantidad de calor que se libera para condensar 1 g de gas a líquido, a la temperatura de su punto de ebullición y a presión constante (12.4).

Calor de evaporación (cristalización) Cantidad de calor que produce 1 g de una sustancia líquida cuando pasa al estado sólido a la temperatura del punto de fusión de la sustancia; es un cambio de estado exotérmico (12.9).

Calor de fusión Cantidad de calor necesario para convertir 1 g de una sustancia sólida al estado líquido, a la temperatura de su punto de fusión; por tanto, la fusión es un cambio de estado endotérmico (12.9).

Calor de reacción Cantidad de calorías o joules de energía que se libera (se desprende) o se absorbe en una reacción química en particular para una determinada cantidad de reactivos o productos (10.7).

Calor de vaporización Cantidad de calor necesario para evaporar 1 g de una sustancia líquida en su punto de ebullición y a presión constante (12.4).

Calor específico Cantidad de calor necesario para elevar la temperatura de 1.00 kg de una sustancia en 1.00 K, o para elevar la temperatura de 1.00 g de una sustancia en 1.00°C (3.5).

Caloría (cal) Es la unidad patrón para la medición del calor; 1 cal es igual a la cantidad de calor que se requiere para elevar la temperatura de 1 g de agua desde 14.5° hasta 15.5°C (3.5).

Cambio de estado endotérmico Modificación en el estado de la materia en el cual se absorbe calor (12.4).

Cambio de estado exotérmico Modificación en el estado de la materia en que se libera calor (12.4).

Cambios físicos En una sustancia, es todo cambio que no sea una modificación en su composición química (3.4).

Cambios químicos Son las modificaciones que ocurren en las sustancias, dando como resultado variaciones en su composición. Se forman nuevas sustancias (3.4)

Captura del electrón Proceso en el que un núcleo "atrapa" un electrón y convierte un protón en un neutrón (19.3).

Carga iónica Es la carga de un ion. El ion puede consistir en un solo átomo o en un grupo de átomos unidos entre sí (6.3).

Catalizador Es una sustancia que aumenta la velocidad (la acelera) de una reacción química y que al término de esa reacción se recupera sin cambio (9.2).

Catión Ion con carga positiva (6.2).

Cátodo Es el electrodo con carga negativa en una celda electrolítica; es el sitio donde se llevan a cabo las reacciones de reducción ya que atrae los iones con carga positiva presentes en una disolución (16.5).

Celda electrolítica Aparato que utiliza electrolitos y energía eléctrica para producir las reacciones químicas que de otra manera no ocurrirían (16.5).

Celda primaria Forma de celda (batería) voltaica que no puede ser reutilizada después de que se descarga y por lo general se desecha (16.7).

Celda secundaria Forma de celda (batería) voltaica que se puede volver a cargar para usarse una y otra vez (16.7).

Celdas voltaicas (galvánicas) Aparatos que utilizan las reacciones de oxidación-reducción para producir electricidad; se les conoce como baterías (16.6).

Cetonas Clase de derivados de hidrocarburos en la que *dos* grupos hidrocarburo (alquilo o arilo) están unidos a un grupo carbonilo $\left(\diagdown\!\!\diagup C{=}O\right)$ (18.7).

Ciclotrón Aparato que se utiliza para acelerar las partículas cargadas (19.3).

Ciencia Es una actividad dinámica e integral y no el seguimiento de una serie de reglas que requieren comportamientos específicos en etapas específicas. Es una actividad con una constante interacción entre pensamiento y acción. La ciencia se basa en la resolución de problemas, de los que surge la necesidad de conceptos o leyes; suele construir teorías que son útiles para comprender el mundo. No es sólo un conjunto de productos (conceptos, leyes y teorías) elaborados y acumulados; tanto estos productos como sus procesos son instrumentos inseparables del conocimiento científico.

Cifras significativas En una medición, son los dígitos que se conocen como precisos, junto con un dígito final sobre el cual existe alguna incertidumbre (2.5).

Coloide Mezcla de partículas dispersas en un disolvente sin que estén unidas en forma apreciable a las moléculas del disolvente y que no presentan sedimentación al quedar la mezcla en reposo (14.12).

Compuesto Es una sustancia pura formada por la combinación de dos o más elementos diferentes por medio de diversas reacciones químicas (3.2).

Compuestos binarios Son los compuestos que contienen dos elementos diferentes (6.9 y 7.1).

Compuestos inorgánicos Son los compuestos que no contienen carbono (7.1).

Compuestos ternarios Compuestos que contienen tres elementos diferentes (6.9 y 7.1).

Concentración Medida de la cantidad de soluto contenida en una determinada cantidad de disolvente o de disolución (14.4).

Condensación Es la conversión de las moléculas de vapor (gas) en un líquido; es el fenómeno inverso al proceso de evaporación, es un cambio de estado exotérmico (12.2).

Constante de velocidad Constante que se determina experimentalmente, factor en la velocidad de las reacciones, su expresión matemática es k (17.1).

Constante del producto de solubilidad (K_{ps}) Constante que se determina experimentalmente y que describe el equilibrio de la concentración entre una sal ligeramente soluble y sus iones disueltos en la saturación. En la expresión para K_{ps}, los coeficientes de los iones se convierten en los exponentes para las concentraciones de los iones en la disolución (17.6)

Corrosión Proceso en el que un metal se corroe (oxida) mediante una reacción química con oxígeno para dar un producto que carece de las propiedades estructurales del metal original (16.8).

Cristalización Método de purificación de los sólidos por el que se disuelve una muestra en un disolvente caliente, se filtra y se enfría para inducir la cristalización del sólido purificado (14.4).

Curie (Ci) Medida de radiactividad igual a 3.7×10^{10} desintegraciones nucleares por segundo (19.4).

Densidad (*d*) Masa de una sustancia que ocupa una unidad de volumen; se expresa como la masa dividida entre el volumen (2.1).

Densidad relativa Densidad de una sustancia dividida entre la densidad de alguna sustancia tomada como patrón (2.9).

Deposición Es la conversión directa de un vapor en sólido sin pasar por el estado líquido; se trata de un cambio de estado exotérmico (12.10).

Desintegración radiactiva Cambios que se presentan en la composición de los materiales radiactivos cuando emiten partículas alfa y beta y rayos gamma (19.2).

Destilación Es un proceso que se utiliza en la purificación de un líquido y que consiste en su calentamiento hasta el punto de ebullición y el enfriamiento de los vapores en un condensador (12.5).

Disociación Es el proceso que ocurre cuando se separan las sustancias iónicas en iones por acción del disolvente (15.3).

Disolución Mezcla homogénea en la que se encuentran dos o más sustancias puras; se composición puede variar dentro de ciertos límites (3.2 y 14.1).

Disolución acuosa Disolución en la que se encuentra un gas, sólido o líquido, disuelto en agua (7.6).

Disolución amortiguadora Disolución que contiene cantidades considerables de un ácido débil y su base conjugada y así resiste los cambios en pH (17.5).

Disolución no saturada Disolución en la cual la concentración de soluto es menor a la que tiene una disolución saturada bajo las mismas condiciones (14.4).

Disolución saturada Disolución que contiene tanto soluto como pueda estar disuelto en el disolvente utilizando los medios ordinarios. El soluto se encuentra en equilibrio dinámico con soluto sin disolver. Es decir, la velocidad de disolución de un soluto no disuelto es igual a la velocidad de cristalización del soluto disuelto (14.4).

Disolución sobresaturada Disolución en la cual la concentración del soluto es mayor que la presente en una disolución saturada si se "siembra" un cristal de soluto; el exceso de soluto se cristaliza separándose de la disolución (14.4).

Disolvente Sustancia en la que se forma una disolución; por lo general está presente en mayor cantidad que el soluto (14.1).

Doble enlace Enlace químico en el que dos átomos comparten dos pares de electrones (cuatro electrones) (6.7).

Dúctil Capacidad de un metal de ser estirado hasta formar un alambre delgado (3.7).

Ecuación general del estado gaseoso Fórmula que permite a los científicos variar no sólo la temperatura, la presión y el volumen de un gas sino también su masa; su expresión matemática es $PV = nRT$, donde P es la presión, V es el volumen, n es la cantidad de gas en moles, T es la temperatura y R la constante universal de los gases (11.8).

Ecuación química Es una forma abreviada de expresar de manera escrita una reacción química por medio de símbolos y fórmulas (9.1).

Ecuaciones iónicas Expresan las reacciones químicas en términos de los iones de los compuestos que participan en la reacción química neta, en disolución acuosa (15.7).

Electrólisis Aplicación de una corriente eléctrica directa a una sustancia fundida o en disolución acuosa para producir un cambio químico (13.6).

Electrólitos Sustancias que producen *iones* en una disolución acuosa y las disoluciones que *conducen* la corriente eléctrica (15.6).

Electrón Partícula subatómica con una carga relativa de -1 y una masa insignificante (9.109×10^{-28} g); los electrones existen fuera del núcleo del átomo en uno de los diferentes niveles de energía (4.3).

Electronegatividad Tendencia que tienen los átomos a atraer un par de electrones en un enlace covalente (6.5)

Electrones de valencia Electrones que ocupan el nivel de energía principal más alto en un átomo (4.7).

Electroquímica Estudio de la relación entre la energía eléctrica y la energía química (16.5).

Elemento Sustancia pura que no puede descomponerse en sustancias más simples utilizando los métodos químicos ordinarios. Todos sus átomos tienen el mismo número atómico (3.2 y 4.4).

Elementos de transición Todos los elementos del grupo B además de los elementos del grupo VIII (8,9 y 10) de la tabla periódica (5.3).

Elementos representativos Elementos del grupo A de la tabla periódica (5.3).

Elementos sintéticos Son los elementos hechos por el hombre y que no existen en la naturaleza; algunos de estos elementos llenan los espacios anteriormente existentes en la tabla periódica, que se ha ampliado de esta manera (19.3).

Elementos transuránidos Elementos sintéticos cuyos números atómicos exceden el 92 (el número atómico del uranio). Éstos han ampliado la tabla periódica (19.3).

Energía Capacidad de efectuar trabajo o de transferir calor (3.5).

Energía cinética Es la energía que posee una sustancia en virtud de su movimiento (3.5.).

Energía de activación Barrera de energía que se debe vencer antes de que las moléculas puedan reaccionar (17.1).

Energía de disociación Cantidad de energía necesaria para desalojar sólo el electrón del nivel de energía más alto de un átomo (6.2).

Energía potencial Energía que posee una sustancia en virtud de su posición en el espacio o de su composición química (3.5).

Enlace covalente Tipo de enlace químico que se forma cuando dos átomos comparten un par de electrones (6.5).

Enlace covalente coordinado Tipo de enlace químico también conocido como enlace coordinado, que se forma cuando dos electrones que forman el enlace provienen sólo de uno de los átomos, mientras que el otro átomo sólo ofrece un orbital vacío (6.6).

Enlace de hidrógeno (puente de hidrógeno) Tipo de enlace químico débil que resulta cuando un átomo de hidrógeno unido a un átomo altamente electronegativo (F, O o N) se une además, parcialmente, a otro átomo electronegativo (13.4).

Enlace iónico Es la fuerza de atracción entre iones de carga opuesta que los mantiene juntos en un compuesto iónico. Estos iones de carga opuesta se forman mediante la transferencia de electrones de un átomo a otro (6.4).

Enlace polar Tipo de enlace químico también conocido como enlace cova-

lente polar formado por una manera *desigual* de compartir los electrones entre dos átomos con diferentes electronegatividades (6.5 y 13.3).

Enlaces químicos Son las fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos (6.1).

Equilibrio dinámico Estado en el que la velocidad de un proceso en un sentido es igual a la velocidad del proceso en sentido inverso, cuando ambos se desarrollan de manera simultánea, como cuando la velocidad de evaporación es igual a la velocidad de condensación para un líquido en un recipiente cerrado (11.1).

Equivalente de un ácido Cantidad de una sustancia que reacciona para producir 1 mol (6.02×10^{23}) de iones hidrógeno (H^+) (14.9).

Equivalente de una base Cantidad se sustancia que reacciona con 1 mol (6.02×10^{23}) de iones hidrógeno (H^+) o proporciona 1 mol (6.02×10^{23}) de iones hidróxido (OH^-) (14.9).

Enlace de masa atómica (número de masa) Es la escala de las masas relativas de los átomos basada en un valor arbitrario de exactamente 12 unidades de masa atómica para un átomo de carbono-12 (4.1).

Estado físico Cualquiera de las tres formas en las que puede existir la materia, como gas, como líquido o como sólido; el estado físico depende de la temperatura ambiente y la presión atmosférica, así como de las características específicas del tipo de materia en particular (3.1).

Estado libre Término con el que se describe un elemento que se encuentra en estado puro, no combinado con ningún otro elemento (3.7).

Estequiometría Medición de las cantidades relativas de los reactivos y productos químicos en una reacción química (**Introducción al capítulo 10**).

Ésteres Clase de derivados de hidrocarburos en los que un grupo –OR u –OAr sustituye a un grupo OH de un ácido carboxílico (18.7).

Estructura de Lewis Método de expresión para los electrones entre los átomos de una molécula que utiliza la regla del octeto y puntos (:) para representar los electrones (6.7).

Éteres Es una clase de derivados de hidrocarburos en la que *dos grupos hidrocarburo* [alquilo (R) y/o arilo (Ar), iguales o diferentes] están unidos a un átomo de oxígeno (18.7).

Evaporación Ocurre cuando las moléculas de la superficie de un líquido forman un vapor en el espacio que la rodea; este proceso, que resulta inverso al de condensación, es un cambio de estado endotérmico (12.2).

Exceso de reactivo En una reacción química, reactivo que *no* se utiliza completamente en la reacción; se llama así porque queda algo de este reactivo cuando se forma la última traza del nuevo compuesto (10.4).

Experimentación Reunión de hechos y datos mediante la observación de sucesos naturales bajo condiciones cuidadosamente controladas (1.1).

Exponente Es el número entero o símbolo que se escribe como índice sobreescrito de otro número o símbolo que es la base y que indica la cantidad de veces que ésta debe repetirse como factor en una multiplicación (2.7).

Expresión de la constante de equilibrio Para la reacción $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$, la expresión de la constante de equilibrio es igual a $[C]^c[D]^d$ dividida entre $[A]^a[B]^b$; la constante de equilibrio se indica como K, se determina experimentalmente y varía con la temperatura (17.2).

Fisicoquímica Estudio de la estructura de las sustancias, de la rapidez con que cambian y del papel que desempeña el calor en los cambios químicos (1.2).

Fisión nuclear División de un núcleo atómico para producir dos núcleos más pequeños, neutrones y energía (19.6).

Fórmula empírica La fórmula más sencilla para un compuesto; es la proporción más pequeña de números enteros de los átomos presentes (8.5).

Fórmula estructural Método de expresión de los enlaces químicos entre los átomos de una molécula utilizando líneas para representar los enlaces (6.7).

Fórmula molecular Manera de expresar la composición de una molécula de un compuesto o elemento utilizando los símbolos elementales y los subíndices que representan la cantidad de átomos (arriba de uno) de cada elemento presente en la molécula; esta fórmula contiene el número real de átomos de cada elemento presente en una molécula del compuesto (3.3 y 8.5).

Fórmula unitaria Unidad más pequeña de una sustancia que presenta enlaces iónicos y que puede existir y experimentar cambios químicos (6.4).

Fusión nuclear Combinación de dos núcleos atómicos para formar un núcleo más pesado y producir energía (19.7).

Gas Uno de los tres estados de la materia; se caracteriza por: (1) expansión infinita y uniforme, (2) forma o volumen indefinido, (3) compresibilidad, (4) baja densidad y (5) rápida y completa mezcla con otros gases (11.1).

Gases ideales Gases que se ajustan a los supuestos básicos de la teoría cinética; están compuestos por moléculas que no tienen fuerzas de atracción entre sí y que se encuentran en movimiento rápido constante, chocando unas con otras en una forma perfectamente elástica; tienen una energía cinética promedio por molécula que es proporcional a la temperatura Kelvin (11.1).

Gases nobles Elementos del grupo VIIIA (18) de la tabla periódica; estos elementos no metálicos relativamente no reactivos (inertes) incluyen el helio, el neón, el argón, el criptón, el xenón y el radón (3.7 y 5.2).

Gases reales Gases como el hidrógeno, el oxígeno y el nitrógeno, que se comportan como gases ideales bajo condiciones moderadas de temperatura y presión pero que se desvían de estas propiedades si la temperatura es muy baja o la presión muy alta (11.1).

Grupo (familia) Elementos de las 18 columnas verticales de la tabla periódica (5.2).

Grupo alquilo Grupo hidrocarburo que se obtiene eliminando un átomo de hidrógeno de un alcano. Se representan con el símbolo R (18.3).

Grupo carboxilo Grupo funcional que consiste en un átomo de carbono que por un lado tiene un doble enlace con el oxígeno y por el otro tiene un enlace sencillo con un grupo –OH (18.7).

Grupo funcional Átomo o grupo de átomos (diferentes del hidrógeno) que está unido a una cadena de hidrocarburo y que confiere algunas propiedades químicas y físicas distintas al compuesto orgánico (18.7).

Halogenación Reacción de sustitución en la que un átomo de hidrógeno de un alcano se sustituye por un átomo de cloro o de bromo (18.3).

Halógenos Elementos del grupo VIIA (17) de la tabla periódica: flúor, cloro, bromo, yodo y astatino (5.2).

Halogenuros orgánicos Clase de derivados de hidrocarburos que consiste en los halogenuros de alquilo y los de arilo (18.7).

Hidratos Compuestos cristalinos que contienen agua unida químicamente en una proporción definida (17.3).

Hidrocarburos Compuestos orgánicos que sólo contienen los elementos carbono e hidrógeno (18.1).

Hidrocarburos alifáticos Hidrocarburos de cadena abierta que pueden ser alcanos, alquenos o alquinos (18.1).

Hidrocarburos aromáticos Hidrocarburos que tienen un anillo de seis átomos de carbono (*anillo bencénico*) y dobles enlaces carbono-carbono alternantes dentro de este anillo (18.6).

Hidrocarburos no saturados Hidrocarburos que contienen menos hidrógeno que el que corresponde a los alcanos. Contienen un doble o triple enlace; por ejemplo, los alquenos y los alquinos (18.4).

Hipótesis Es una suposición o conjetura explicativa de un problema. Para que pueda ser considerada científica, debe ser creíble y contrastable (que se pueda comprobar) (1.1).

Indicadores Compuestos que cambian su color al cambiar el pH de la disolución (15.1).

Ion Es la entidad con carga que resulta de la pérdida o ganancia de electrones por un átomo o grupo de átomos unidos. La cantidad de electrones no es igual a la cantidad de protones, por tanto tiene una carga positiva o negativa (4.4).

Ion poliatómico Ion formado por más de un átomo (6.7).

Ionización En una disolución acuosa, es un proceso en el que se disuelve un compuesto covalente (HCl) para producir iones (15.3).

Isómero Es un compuesto que tiene la misma fórmula molecular pero diferente fórmula estructural. Cada isómero tiene propiedades físicas y químicas diferentes a las de otro isómero con la misma fórmula molecular (18.3).

Isótopo Es un átomo que tiene el mismo número atómico pero diferente número de masa. Los isótopos tienen la misma cantidad de protones y de electrones pero diferente cantidad de neutrones (4.5).

Joule (J) Unidad patrón para la medición de la energía en el Sistema Internacional (SI); 4.184 J = 1 cal (3.5).

Ley de acción de masas Principio que establece que para una reacción general $aA + bB \rightarrow cC + dD$, es posible definir la velocidad de la reacción como $k[A]^x[B]^y$, donde [A] y [B] son las concentraciones de A y B en moles por litro, respectivamente, k es la constante de velocidad y x así como y se determinan por medio de experimentación (17.1).

Ley de Boyle Principio que establece que a temperatura constante, el volumen de una masa fija de un determinado gas es *inversamente* proporcional a la presión; de esta manera, si se duplica la presión, el volumen se reducirá a la mitad (11.3).

Ley de Coulomb Principio que establece que la fuerza de atracción entre un protón y un electrón se incrementa a medida que disminuye la distancia entre estas dos partículas (6.5).

Ley de Charles Principio que establece que a presión constante, el volumen de una masa fija de un determinado gas es *directamente* proporcional a la temperatura Kelvin; por tanto, cuando se duplica la temperatura Kelvin, también se duplica el volumen (11.4).

Ley de Dalton de las presiones parciales Principio que establece que en una mezcla de gases cada gas ejerce una presión parcial igual a la presión que ejercería si fuera el único gas presente en el mismo volumen; por tanto, la presión total de la mezcla es la *suma* de las presiones parciales de todos los gases presentes (11.7).

Ley de Gay-Lussac Principio que establece que, a volumen constante, la presión de una masa fija de un gas dado es *directamente* proporcional a la temperatura Kelvin. Por tanto, si se duplica la temperatura Kelvin también se duplicará la presión (11.5).

Ley de Gay-Lussac de los volúmenes combinantes Principio que establece que cuando reaccionan o se forman los gases, sus volúmenes estarán en una proporción equivalente a números enteros pequeños, siempre y cuando se midan a la misma temperatura y presión. La proporción de los volúmenes para esta reacción es directamente proporcional a los valores de los coeficientes en la ecuación balanceada (10.6).

Ley de Henry Principio que establece que la solubilidad de un gas en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial del gas que se encuentra en la superficie del líquido (14.3).

Ley de la conservación de la energía Principio que señala que la energía no se crea ni se destruye, sino que sólo se transforma de una forma a otra (3.6).

Ley de la conservación de la masa Principio que establece que la masa no se crea ni se destruye y que la masa total de una sustancia que participa en un cambio físico o químico permanece constante (3.6 y 9.1).

Ley de las proporciones definidas (composición constante) Principio que establece que un compuesto puro siempre contiene los mismos elementos en una proporción exactamente igual con respecto a la masa (3.3).

Ley periódica Se trata de la forma en que aparecen los elementos con propiedades químicas similares a intervalos periódicos definidos cuando se ubican en una lista según el orden de sus números atómicos crecientes (5.1).

Líquido Es uno de los tres estados de la materia; se caracteriza por: (1) expan-

sión limitada, (2) carencia de una forma característica, (3) conservación del volumen, (4) baja compresibilidad, (5) alta densidad, y (6) difusión en otros líquidos (habitualmente lenta) (12.1).

Líquidos inmiscibles Dos líquidos que no se mezclan, sino que forman capas separadas; ningún líquido se disuelve de manera apreciable en el otro (14.2).

Líquidos miscibles Son los líquidos que se mezclan completamente en cualquier proporción para formar una disolución (14.2).

Longitud de enlace Es la distancia entre los núcleos de los átomos que están unidos (6.5).

Maleable Metal susceptible de ser forjado mediante impacto con un martillo (3.7).

Masa Cantidad de materia presente en un cuerpo en particular (2.1).

Masa crítica Cantidad mínima de una sustancia radiactiva necesaria para mantener una reacción en cadena (19.6).

Masa molar Masa expresada en gramos de 1 mol de una sustancia, elemento o compuesto (8.2).

Materia Material físico del Universo; es cualquier cosa que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. Todo aquello que estructura el Universo (2.1).

Materia heterogénea Materia no uniforme en composición y/o propiedades, constituida por dos o más sustancias diferentes distribuidas de manera desigual (3.2).

Materia homogénea Material uniforme en composición y propiedades en cualquier parte de la muestra (3.2).

Medio dispersante (fase dispersante) En un coloide, es la sustancia en la que se encuentran distribuidas las partículas coloidales; puede compararse con el disolvente en una disolución (14.12).

Metales Elementos que tienen brillo metálico (lustre), conducen bien la electricidad y el calor, son maleables y dúctiles, tienen densidades y puntos de fusión elevados, son duros y no se combinan fácilmente unos con otros (3.7).

Metales alcalinos Elementos del grupo IA (1) de la tabla periódica, *con excepción* del hidrógeno: litio, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio (5.2).

Metales alcalinotérreos Elementos del grupo IIA (2) de la tabla periódica: berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario y radio (5.2).

Metaloides (semimetales) Elementos (con excepción del aluminio) que están adyacentes a ambos lados de la línea de color escalonada en la tabla periódica; tienen propiedades metálicas: boro, silicio, germanio, arsénico, antimonio, telurio, polonio y astatino (3.7 y 5.3).

Método del ion electrón Método de balanceo para las ecuaciones de las reacciones de oxidación-reducción que separa el proceso en dos reacciones parciales que representan semirreacciones: una describe la reacción de oxidación y la otra describe la reacción de oxidación de reducción (16.4).

Mezcla Materia heterogénea compuesta de dos o más sustancias puras, cada una de las cuales conserva su identidad y propiedades específicas (3.2).

Mezcla homogénea Material completamente homogéneo, compuesto por dos o más sustancias puras cuyas proporciones pueden *variar* sin límite en algunos casos (3.2).

Mol Cantidad de una sustancia que contiene la misma proporción de átomos, fórmulas unitarias, moléculas o iones igual al número de átomos contenidos en 12 g de carbono-12 (cerca de 6.02×10^{23} átomos) (8.2).

Molalidad (*m*) Medida de la concentración de una disolución que se expresa como la cantidad de moles de soluto por litro de disolución; se calcula como la cantidad de moles de soluto dividida entre los litros de disolución (14.10).

Molaridad (*M*) Medida de la concentración de una disolución que se expresa como la cantidad de moles de soluto por litro de disolución; se calcula como la cantidad de moles de soluto dividida entre los litros de disolución (14.8).

Molécula Partícula más pequeña de una sustancia pura que puede existir y experimentar cambios químicos (3.3).

Molécula diatómica Molécula compuesta por dos átomos (6.5).

Momento dipolo Propiedad de una molécula en la que la presencia de enlaces polares genera un centro de carga positiva y un centro de carga negativa que no coinciden; estas moléculas siempre tienen regiones con carga positiva o negativa (13.3).

Neutrón Es una partícula subatómica que no tiene carga pero cuya masa es de casi 1 uma (1.6748×10^{-24} g); está localizado en el núcleo del átomo. También, es una forma de emisión radiactiva que tiene un número atómico 0 y una masa atómica 1 (se representa como ${}^{1}_{0}n$); de esta manera, la emisión de un neutrón hace que el número atómico de un elemento permanezca igual y su número de masa disminuya a 1 (4.3 y 19.3).

Nivel de energía Serie de áreas fuera del núcleo de un átomo en las que se localizan los electrones (4.4).

No electrólitos Sustancias que *no* producen *iones* en disolución acuosa y las disoluciones que *no* conducen corriente eléctrica (15.6).

No metales Elementos cuyas características son opuestas a las de los metales y se combinan fácilmente con metales y otros con no metales (3.7).

Normalidad (*N*) Medida de la concentración de una disolución expresada como el número de equivalentes de soluto por litro de disolución; se calcula como los equivalentes de soluto divididos entre los litros de la disolución (14.9).

Notación científica Forma de notación exponencial en la que la parte decimal debe tener exactamente un dígito diferente de cero a la izquierda del punto decimal; se utiliza ampliamente en el ámbito científico (2.7).

Notación exponencial Forma de expresar un número utilizando el producto de dos números; uno de los números es un decimal y el otro una potencia de 10 (2.7).

Núcleo Pequeña región densa en el centro de un átomo que contiene casi toda la masa del átomo —los protones y los neutrones—; tiene una carga eléctrica positiva (4.4).

Número atómico Es la cantidad de protones que se encuentran en el núcleo del átomo de un elemento (4.4).

Número de Avogadro Es la cantidad de átomos en exactamente 12 g de carbono-12 (cerca de 6.10×10^{23}); es equivalente a 1 mol de una sustancia (8.2).

Número de masa Suma de la cantidad de protones y de neutrones presentes en el núcleo de un átomo (4.4).

Número de oxidación o estado de oxidación Número entero positivo o negativo, asignado a un elemento en un compuesto o ion. Este número se basa en ciertas reglas (6.3 y 16.2).

Números exactos Números para las mediciones que se conocen con precisión y pueden tener tantas cifras significativas como el cálculo requiera; por tanto no se utilizan para determinar el número de dígitos significativos de una respuesta (2.6).

Orbital Región del espacio que rodea el núcleo de un átomo en la que existe una alta probabilidad de encontrar un máximo de dos electrones (4.9).

Oxidación Reacción química en la que una sustancia pierde electrones (16.1).

Óxido ácido (anhídrido) Óxido no metálico que reacciona con agua para formar un ácido (9.6).

Óxido básico Óxido metálico que reacciona con agua en una reacción de combinación para formar una base (9.6).

Par de electrones sin compartir (par no enlazante, par solitario) *Par* de electrones en un átomo (6.6).

Partes de millón (ppm) Medida de la concentración de una disolución expresada como las partes de la masa de soluto por un millón de partes de la masa de la disolución; se calcula como la masa de soluto dividida entre la masa de la disolución, el resultado se multiplica por 1,000,000 (14.7).

Partícula alfa (α) Forma de emisión radiactiva idéntica al núcleo de los átomos de helio-4, tiene número atómico 2 y número de masa 4; de esta manera, la emisión de una partícula alfa hace que el número atómico de un elemento disminuya en 2 y su número de masa disminuya en 4; se representa $^{4}_{2}\text{He}$ (19.2).

Partícula beta (β) Forma de emisión radiactiva que es idéntica a un electrón, tiene una carga de -1 y un número de masa 0; la emisión de una partícula beta hace que el número atómico de un elemento se incremente en 1 y su número de masa permanezca igual; se representa como $^{0}_{-1}\text{e}$ (19.2).

Partículas dispersas (fase dispersa) Partículas coloidales que forman un coloide; pueden compararse con el soluto en una disolución, su diámetro en el rango de 1000 a 200,000 pm (14.12).

Partículas subatómicas Partículas que forman el átomo de un elemento: el electrón, protón y neutrón (4.3).

Período Uno de los 7 renglones horizontales de la tabla periódica (5.2).

Peso Medida de la fuerza de atracción gravitacional entre la masa de un cuerpo y la masa del planeta o satélite en el cual se hace la medición (2.1).

pH Forma cuantitativa de expresar la naturaleza ácida o básica de las disoluciones utilizando los valores logarítmicos negativos de sus concentraciones de ion hidrógeno (H^+); una sustancia con pH $<$ 7 es ácida, una con pH $>$ 7 es básica, y una con pH $=$ 7 es neutra (15.5).

pOH Forma cuantitativa de expresar la naturaleza ácida o básica de las disoluciones utilizando los valores logarítmicos negativos de sus concentraciones de ion hidróxido (OH^-); una sustancia con pOH $<$ 7 es básica, una con pOH $>$ 7 es ácida y una con pOH $=$ 7 es neutra (15.5).

Polímero Sustancia compuesta por miles de moléculas más pequeñas *(monómeros)* que se han unido para formar una molécula gigante (18.4).

Polímeros de adición Polímeros que se forman a partir de los monómeros de los alquenos los cuales se unen entre sí rompiendo el doble enlace y formando dos nuevos enlaces sencillos (18.4).

Porcentaje con respecto a la masa Es la medida de la concentración de una disolución expresada como las partes de la masa de soluto por 100 partes de la masa de la disolución; se calcula como la masa de soluto dividida entre la masa de la disolución, el resultado se multiplica por 100 (14.6).

Posición de equilibrio Composición de una mezcla de reacción en equilibrio; se refiere a una nueva composición formada en respuesta a los cambios en la concentración, temperatura o presión (17.3).

Positrón Forma de emisión radiactiva idéntica a un electrón positivo, tiene carga $1+$ y número de masa 0; por tanto, la emisión de un positrón hace que el número atómico de un elemento disminuya en 1 y su número de masa permanezca igual; se representa como $^{0}_{+1}\text{e}$ (19.3).

Precipitado Sólido que aparece en una disolución durante el curso de una reacción química (9.9).

Presión Fuerza por unidad de área, ya sea que se exprese como libras por pulgada cuadrada (psi), centímetros de mercurio (cm Hg), milímetros de mercurio (mm Hg), torr, pulgadas de mercurio (pulg. Hg), atmósferas (atm), pascales (Pa) o milibares (mbar) (11.1).

Presión de vapor Recipiente cerrado, es la presión ejercida por el vapor en equilibrio dinámico con su estado líquido (12.3).

Presión normal Presión que soporta una columna de mercurio a una altura de 76.00 cm. a 0ºC y al nivel del mar: 14.7 psi, 76.0 cm de mercurio, 760 mm de mercurio, 760 torr, 29.9 pulg. de mercurio, 1.00 atm, 1.013×10^5 Pa, o, 1013 mbar (11.2).

Principio de Le Châtelier Principio que establece que, si un sistema en equilibrio se somete a un cambio en las condiciones de concentración, temperatura o presión, el sistema se desplazará en una dirección que tenderá a restaurar las condiciones originales de equilibrio (17.3).

Productos Sustancias que se forman durante una reacción química, se escriben en el lado derecho de una ecuación química (9.2).

Propiedades coligativas Propiedades de una disolución que dependen sólo de la cantidad de partículas de soluto presentes en la misma y no de la identidad real de estas partículas de soluto (14.11).

Propiedades físicas Propiedades de las sustancias que se pueden observar sin que cambie su composición (3.4).

Propiedades químicas Son las propiedades de las sustancias que sólo pueden observarse cuando éstas sufren un cambio en su composición (3.4).

Protón Partícula subatómica con carga relativa 1+ y masa de casi 1 uma (1.6726×10^{-24} g); se localiza en el núcleo del átomo (4.3).

Punto de congelación Temperatura a la que las partículas de un líquido comienzan a formar cristales o partículas irregulares de un sólido (12.9).

Punto de ebullición Temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido es igual a la presión externa que actúa sobre la superficie del líquido (12.4).

Punto de equivalencia En el proceso de titulación, es el punto en el que se neutraliza exactamente un ácido o una base (15.4).

Punto de fusión Es la temperatura a la cual la energía cinética de algunas de las partículas en un sólido coincide con las fuerzas de atracción presentes en el sólido de manera que éste empieza a licuarse (12.9).

Punto final En una titulación ácido-base, es el momento en el que el indicador cambia de color. El punto final suele ser cercano al punto de equivalencia, aunque no siempre (15.4).

Química Es el estudio de la composición de la materia y de los cambios por los que atraviesa (1.2).

Química analítica Es el estudio del análisis (examen) cualitativo y cuantitativo de los elementos y compuestos (1.2).

Química inorgánica Es el estudio de todas las sustancias diferentes a aquellas que contienen carbono (1.2).

Química orgánica Estudio de las sustancias que contienen carbono (1.2 y 18.1).

Radiactividad Emisión espontánea que se acompaña de cambios en el núcleo de los átomos (19.1).

Radiación artificial Es la emisión radiactiva espontánea de una sustancia que no se encuentra en la naturaleza; esta forma de radiactividad deriva del bombardeo en el laboratorio de sustancias naturales o sintéticas con partículas emitidas por isótopos radiactivos (19.3).

Radiactividad natural Emisión de partículas alfa, beta y rayos gamma por las sustancias radiactivas que se encuentran en la naturaleza (19.1).

Rayos gamma Forma de emisión radiactiva que no tiene carga o masa y por tanto no tiene efecto sobre el número atómico o número de masa de un elemento, no obstante su alta energía; se representa como γ (19.2).

Reacción de adición Forma de reacción de combinación en la que un alqueno reacciona, con bromo o cloro para dar compuestos de dibromo o dicloro, respectivamente (18.4).

Reacción de combinación Tipo de reacción química en la que dos o más sustancias (elementos o compuestos) reaccionan para producir una sustancia (más compleja) (9.6).

Reacción de combustión Tipo de reacción de combinación en la que el oxígeno reacciona con una sustancia; también se le llama combustión (9.6).

Reacción de descomposición Tipo de reacción química en la que una sustancia (siempre un compuesto) se descompone para formar dos o más sustancias (elementos o compuestos más simples) (9.7).

Reacción de doble sustitución Tipo de reacción química en la que reaccionan dos compuestos y el catión de uno de éstos se intercambia con el catión del otro (9.9).

Reacción de neutralización Tipo de reacción química en la que puede reaccionar: a) un ácido con una base, b) un óxido ácido con una base, c) un óxido básico con un ácido y en los tres casos se produce agua y una sal (9.10).

Reacción de oxidación-reducción (redox) Tipo de reacción química en la que una sustancia transfiere los electrones a otra (**Introducción al capítulo 16**).

Reacción de sustitución sencilla o reemplazo Tipo de reacción química en la que reaccionan un elemento y un compuesto y el elemento sustituye a otro elemento del compuesto (9.8).

Reacción en cadena Reacción autosostenida en la que el producto es uno de los reactivos; en una reacción de fisión nuclear, los neutrones liberados mediante la división del átomo original continúan la reacción con otros núcleos de uranio-235 liberando más neutrones (19.6).

Reacción endotérmica Reacción en la que se absorbe calor (10.7).

Reacción exotérmica Es una reacción química en la que se emite (desprende) calor (10.7).

Reacción nuclear Reacción en la que el núcleo del átomo cambia su composición (19.1).

Reacción química Es la interacción entre sustancias químicas mediante la que se origina algún cambio químico (9.1).

Reacción reversible Reacción química que nunca se completa debido a que los productos de la reacción también reaccionan para volver a formar los reactivos originales. Cundo se termina la reacción se encuentran presentes tanto productos como reactivos (10.7 y 17.2).

Reactivo limitante Reactivo que se utiliza completamente en una reacción química. El nombre se debe a que la cantidad de este reactivo limitas la cantidad de los nuevos compuestos que se forman (10.4).

Reactivos Sustancias que interactúan entre sí en una reacción química; se escriben en el lado izquierdo de la ecuación química (9.2).

Reducción Reacción química en la que una sustancia gana electrones (16.1).

Regla de dos Es una excepción a la regla del octeto (6.1).

Regla de los ocho (regla del octeto) Principio que establece que durante la formación de las moléculas, la mayor parte de los átomos intentan obtener una configuración estable de ocho electrones de valencia alrededor del átomo (4.7 y 6.1).

Regla del octeto (regla de los ocho) Principio que establece que durante la formación de las moléculas, la mayor parte de los átomos intentan obtener una configuración estable de ocho electrones de valencia alrededor del átomo (4.7 y 6.1).

Rendimiento en porcentaje Es el porcentaje obtenido realmente del rendimiento teórico; se expresa como el rendimiento real dividido entre el

rendimiento teórico y el resultado se multiplica por 100 (10.4).

Rendimiento real Cantidad de producto que se obtiene en una reacción química real; siempre será menor que el rendimiento teórico, debido a las pérdidas en las etapas de aislamiento y purificación y a la formación de subproductos menores (10.4).

Rendimiento teórico Cantidad de producto que se obtiene cuando se supone que todo el reactivo limitante forma productos, sin que haya excedentes de reactivo ni pérdidas de producto durante el aislamiento y la purificación (10.4).

Sal Compuesto iónico formado por un ion con carga positiva (catión) y un ion con carga negativa (anión); suele producirse en las relaciones de neutralización (7.6).

Semimetales (metaloides) Elementos (con excepción del aluminio) que están adyacentes a la línea de *color* escalonada en la tabla periódica; tienen propiedades metálicas y no metálicas: boro, silicio, germanio, arsénico, antimonio, telurio, polonio y astatino (3.7 y 5.3).

Serie de los actínidos Abarca del elemento 90 al 103 de la tabla periódica; se llama así por encontrarse junto al elemento actinio (5.2).

Serie de los lantánidos Comprende los elementos que van del 58 al 71 de la tabla periódica y que son llamados así porque están adyacentes al elemento lantano. También se los llama elementos de *tierras raras* (5.2).

Serie electromotriz (o de actividad) Acomodo de los metales en el orden de su reactividad descendente; de esta manera, cada elemento de la serie será capaz de desplazar de una sal o un ácido a cualquier otro que lo siga (9.8).

Serie homóloga Serie de compuestos en la que cada uno de éstos difiere del siguiente por un múltiplo, como puede ser el —CH_2— (18.3).

Series de desintegración Cambios que sufren las sustancias radiactivas cuando ceden partículas alfa y beta hasta convertirse finalmente en sustancias estables (no radiactivas) (19.2).

Sistema métrico Sistema de pesos y medidas en el cual cada unidad es una décima, centésima, milésima, etc., de otra unidad; es el sistema estándar que se emplea en todos los países excepto Estados Unidos y se utiliza ampliamente en el ámbito científico (2.2).

Sólido Es uno de los tres estados de la materia, se caracteriza por: (1) no expansión, (2) forma definida, (3) volumen constante, (4) falta de compresibilidad, (5) alta densidad y (6) miscibilidad muy limitada (12.7).

Sólido amorfo Sólido cuyas partículas están acomodadas en forma irregular y por ello no tienen el orden que se encuentra en los cristales (12.8).

Sólido cristalino Sólido cuyas partículas están acomodadas en una forma geométrica definida, distintiva para cada sólido en particular (12.8).

Soluto Sustancia disuelta en una disolución, por lo general presente en menor cantidad que el disolvente (14.1).

Sublimación Conversión directa de un sólido en vapor sin pasar por el estado líquido; se trata de un cambio de estado endotérmico (12.10).

Sustancia anfótera Es la sustancia que puede actuar como ácido o base, desprendiendo de la naturaleza de la disolución; el agua es la sustancia anfótera mejor conocida (15.1).

Sustancia delicuescente Sustancia que absorbe humedad del aire en cantidad suficiente para formar una disolución (13.7).

Sustancia eflorescente Hidrato que libera su agua por simple exposición a la atmósfera (13.7).

Sustancia higroscópica Sustancia que absorbe fácilmente la humedad del aire (13.7).

Sustancia pura Sustancia caracterizada por su composición definida y constante y por tener propiedades definidas y constantes bajo una serie de condiciones determinadas (3.2).

Tabla periódica Tabla especial que comprende todos los elementos conocidos de acuerdo con sus números atómicos y los ordena de manera que los elementos de una columna determinada tengan propiedades químicas similares (3.7).

Temperatura Grado de calor de la materia (2.1).

Temperatura y presión normal Temperatura de 0ºC y presión atmosférica de 760 mm Hg (torr) o 1 atm (8.3).

Tensión superficial Propiedad de un líquido por la cual las moléculas de la superficie son atraídas hacia el centro, y en consecuencia la superficie se reduce al mínimo (12.6).

Teoría cinética Es la hipótesis que establece el calor y el movimiento están relacionados, que en alguna medida las partículas de toda materia se encuentran en movimiento y que el calor es un indicio de este movimiento; esta teoría ayuda a explicar los diferentes comportamientos y propiedades de los diversos estados de la materia (11.1).

Titulación Proceso para determinar la concentración de un ácido o de una base en disolución, por medio de la adición progresiva de una base o de un ácido, en concentraciones *conocidas* (15.4).

Triple enlace Tipo de enlace químico en el que dos átomos comparten tres pares de electrones (seis electrones) (6.7).

Unidades de masa (uma) Son las unidades que se utilizan para expresar las masas relativas de los átomos en la escala de masa atómica; 1 uma es igual a exactamente la duodécima parte de la masa de un átomo de carbono-12 (4.1).

Velocidad de reacción Velocidad a la cual se forman los productos o se consumen los reactivos (17.1).

Vida media Tiempo que se requiere para que se desintegre la mitad de la masa de un determinado isótopo radiactivo (19.4).

Viscosidad Propiedad que describe la resistencia que presenta un líquido al flujo; los líquidos con viscosidad muy alta como es la miel, presentan un flujo muy lento (12.6).

Volumen Espacio cúbico que ocupa la materia (2.1).

Volumen molar de un gas Es el volumen que ocupa 1 mol de las moléculas de cualquier gas a temperatura (0ºC) y presión (760 mm Hg, torr) normales (8.3), y que tiene un valor de 22.4 L.

CRÉDITOS DE LAS FOTOGRAFÍAS

Portada Superstock

Capítulo 1 **Tom Bross/Stock Boston**
1-1 NIH/Science Source/Photo Researchers, Inc.
1-3 Will & Deni McIntyre/Science Source/Photo Researches, Inc.
1-4 T. Kitchin/Tom Stack & Associates
1-5 Servicio Postal de los Estados Unidos
1-5 Jan Halaska/Photo Researchers, Inc.
1-6 Photo Researchers, Inc.
1-7 Stephen Frisch/Stock Boston
Otro (a) Paul Silverman/Fundamental Photographs
Oro (b) Bettmann

Capítulo 2 **William Taufic/The Stock Market**
2-3a Jack Plekan/Fundamental Photographs
2-3b Laura Dwight/Peter Arnold, Inc.
2-3b Leonard Lessin/Peter Arnold, Inc.
2-3c Teri Stratford
2-4 Kip Peticolas/Fundamental Photographs
2-6a Richard Megna/Fundamental Photographs
2-6 Michael Dalton/Fundamental Photographs
2-6c Diane Schiumo/Fundamental Photographs
2-6d Lawrence Migdale/Science Source/Photo Researchers, Inc.
2-8 Laura Dwight/Peter Arnold, Inc.
2-10 Bill Horsman/Stock Boston
2-11b Manfred Kage/Peter Arnold, Inc.
2-11a Dr. Guy Worthey, Universidad de Michigan/NASA
2-12 Leonard Lessin/Peter Arnold, Inc.
La química de la atmósfera Keith Kent/Peter Arnold, Inc.
Cloruro de sodio Liane Enkelis/Stock Boston

Capítulo 3 **David Muench/Tony Stone Images**
3-1 Sven-Olof Lindblade/Photo Researchers, Inc.
3-2a Leonard Lessin/Peter Arnold, Inc.
3-2b Leonard Lessin/Peter Arnold, Inc.
3-3a Tom Bochsler/Tom Bochsler, Photography Ltd.
3-3b Tom Bochsler, Photography Ltd.
3-3c Tom Bochsler, Photography Ltd.
3-5a Richard Megna/Fundamental Photographs
3-5b Richard Megna/Fundamental Photographs
3-5c Richard Megna/Fundamental Photographs
3-5d Richard Megna/Fundamental Photographs
3-5e Richard Megna/Fundamental Photographs
3-5f Russ Lappa/Science Source/Photo Researchers, Inc.
3-8 Michael Dalton/Fundamental Photographs
3-9a Stephen Frisch/Stock Boston
3-9b Richard Megna/Fundamental Photographs
3-9c Richard Megna/Fundamental Photographs
3-10 John Maher/Stock Boston
3-11 Ron Glazer/Photo Researchers, Inc.
3-13 J.L. David/The Granger Collection
3-15 Guy Gillette/Photo Researchers, Inc.
3-16 Will McIntyre/Photo Researchers, Inc.
Silicio (a) Hewlett Packard
Silicio (b) IBM

Capítulo 4 **Oscar Knapp, Ph.D./The Enrico Fermi Institute**
4-2 The Granger Collection
Plata D. Walker/Gamma-Liaison, Inc.

Capítulo 5 **Karen Leeds/The Stock Market**
5-4 Richard Megna/Fundamental Photographs
5-5 Richard Megna/Fundamental Photographs
5-6a Stephen Frisch/Stock Boston
5-6b Stephen Frisch/Stock Boston
5-6c Russ Lappa/Science Source/Photo Researchers, Inc.
Cloro Dr. E.R. Degginger

Capítulo 6 **Nelson Max/LLNL/Peter Arnold, Inc.**
6-2 Richard Megna/Fundamental Photographs
6-3 Paul Silverman/Fundamental Photographs
6-16a Laima E. Druskis
6-18b Laima E. Druskis
6-19a Laima E. Druskis
6-20 Richard Megna/Fundamental Photographs
La química de la atmósfera Joyce Photographics/Photo Researchers, Inc.
Ácido fosfórico (a) Teri Stratford/Teri Stratford
Ácido fosfórico (b) Teri Stratford

Capítulo 7 **David W. Hamilton/The Image Bank**
7-1 NASA
7-2 Richard Megna/Fundamental Photographs
7-4 Richard Megna/Fundamental Photographs
7-5 Richard Megna/Fundamental Photographs
Sacarosa Pedro Coll/The Stock Market

Capítulo 8 **Dr. E.R.Degginger**
8-1 Gary Shulfer/C. Marvin Lang
8-3 David Brooks/The Stock Market
8-4 Tom McHugh/Photo Researchers, Inc.
8-5b Teri Stratford
Cobre Tom McHugh/Photo Researchers, Inc.

Capítulo 9 **Lawrence Migdale/Science Source/Photo Researchers, Inc.**
9-1 J.P.Nacivet/Photo Researchers, Inc.
9-2 Tom Bochsler, Photography Ltd.
9-3 General Motors
9-4a Donald Clegg
9-4b Donald Clegg
9-4c Donald Clegg
9-5b Tom Bochsler, Photography Ltd.
9-5c Tom Bochsler, Photography Ltd.
9-7a Tom Bochsler, Photography Ltd.
9-7b Tom Bochsler, Photography Ltd.
9-7c Tom Bochsler, Photography Ltd.
9-8 Dr. E.R. Degginger
9-9 Tom Bochsler, Photography Ltd.
9-10 Dr. E.R. Degginger
9-11a M. Wendler/OKAPIA/Photo Researchers, Inc.
9-11b Andrew Martinez/Photo Researchers, Inc.
9-11c Farrell Grehan/Photo Researchers, Inc.

9-11d Anthony Mercieca Photo/Photo Researchers, Inc.
9-12a Boutin/Explorer/Photo Researchers, Inc.
9-12b C.J. Collins/Photo Researchers, Inc.
La química de la atmósfera Owen Franken/Stock Boston
Bióxido de carbono Mathew McVay/Tony Stone Images

Capítulo 10 Guido Alberto Rossi/The Image Bank
10-3 Dr. E.R. Degginger
10-5 Richard Megna/Fundamental Photographs
10-6a Lawrence Migdale/Science Source/Photo Researchers, Inc.
10-6b Lawrence Migdale/Science Source/Photo Researchers, Inc.
10-8 Richard Megna/Fundamental Photographs
10-8 Richard Megna/Fundamental Photographs
Cromo (a) Stephen Frisch/Stock Boston/Vaughan Fleming/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc.
Cromo (b) Rich Buzzelli/Tom Stack & Associates
Cromo (c) Joseph P. Sinnot/Fundamental Photographs

Capítulo 11 Frank Whitney/The Image Bank
11-9 Neal Peters Collection
La química de la atmósfera David Austen/Tony Stone Images
Oxígeno Richard Megna/Fundamental Photographs

Capítulo 12 Steve Elmore/The Stock Market
12-8a Teri Stratford
12-8b Teri Stratford
12-8c Teri Stratford
12-10a Runk/Schoenberger/Grant Heilman Photography
12-10b Runk/Schoenberger/Grant Heilman Photography
12-11a Fred J. Maroon/Photo Researchers, Inc.
12-11b Peticolas/Megna/Fundamental Photographs
12-12 Gerard Vandystadt/Photo Library/Photo Researchers, Inc.
Mercurio (a) Richard Megna/Fundamental Photographs
Mercurio (b) Sir John Tenniel/The Granger Collection

Capítulo 13 NASA Headquarters
13-1 Tony Stone Images
13-9a Donald Clegg
13-9b Donald Clegg
13-11 Tom Bochsler, Photography Ltd.
13-12 Katharine P. Daub y Los Alamos Scientific Laboratory
La química de la atmósfera NASA Headquarters
Hidrógeno Bettmann

Capítulo 14 Michael Furman/Photographer Ltd./The Stock Market
14-2 Kip Peticolas/Fundamental Photographs
14-3b Laima Druskis/PH Archives
14-6a Dr. E.R. Degginger
14-6b Dr. E.R. Degginger
14-12 Bill Bridge/Uniphoto
14-13b Kess Van Den Berg/Photo Researchers, Inc.
Jabón Wes Thompson/The Stock Market

Capítulo 15 Paul Silverman/Fundamental Photographs
15-2 Tom Bochsler, Photography Ltd.
15-3 D. Clegg y R. Wilson/PH Archives
15-4 Tom Bochsler, Photography Ltd.
15-5a Dr. E.R. Degginger
15-5b Dr. E.R. Degginger
15-5c Dr. E.R. Degginger
15-6a Beckman Instruments, Inc./PH Archives
15-6b Richard Megna/Fundamental Photographs
15-9a Dr. E.R. Degginger
15-9b Robert Mathena/Fundamental Photographs
La química de la atmósfera (a) Regis Bossu/Sygma
La química de la atmósfera (b) Regis Bossu/Sygma
Carbonato de calcio (a) Teri Stratford
Carbonato de calcio (b) Teri Stratford

Capítulo 16 Peticolas/Megna/Fundamental Photographs
16-3 Richard Megna/Fundamental Photographs
16-6 Tom Hollyman/Photo Researchers, Inc.
16-11 Richard Megna/Fundamental Photographs
16-12 Gary Moon/Tony Stone Images
Magnesio E. Poupinet/Explorer/Photo Researchers, Inc.
Magnesio N. Yosha/Superstock
Magnesio Richard Megna/Fundamental Photographs

Capítulo 17 Paul Silverman/Fundamental Photographs
17-4 Dr. E.R. Degginger
17-5a Richard Megna/Fundamental Photographs
17-5b Richard Megna/Fundamental Photographs
17-5c Richard Megna/Fundamental Photographs
17-8 D. Clegg and R. Wilson/PH Archives
17-9b Tom Bochsler, Photography Ltd.
La química de la atmósfera Joseph Nettis/Photo Researchers, Inc.
Nitrógeno David Taylor/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc.

Capítulo 18 Laura Luongo/Gamma-Liaison, Inc.
18-1d Dr. E.R. Degginger
18-4a Dr. E.R. Degginger
18-4b Dr. E.R. Degginger
18-4c Dr. E.R. Degginger
18-5 Teri Stratford
18-6 Kip and Pat Peticolas/Fundamental Photographs
18-7 Teri Stratford/Teri Stratford
18-8 Laima Druskis/PH Archives
18-9b Laima Druskis/PH Archives
18-10b Laima Druskis/PH Archives
18-11 Teri Stratford/Teri Stratford
18-12b Laima Druskis/PH Archives
18-13b Laima Druskis/PH Archives
18-14b Laima Druskis/PH Archives
18-15b Laima Druskis/PH Archives
18-16b Laima Druskis/PH Archives
18-17b Laima Druskis/PH Archives
18-18b Laima Druskis/PH Archives
T18-1a Laima Druskis/PH Archives
T18-1b Laima Druskis/PH Archives
T18-1c Laima Druskis/PH Archives
18-19b Laima Druskis/PH Archives
La química de la atmósfera Tom McHugh/Photo Researchers, Inc.
Carbono (a) Paul Silverman/Fundamental Photographs
Carbono (a) Carbon Fiber Products

Capítulo 19 Lawrence Berkeley Laboratory, Universidad de California, Dr. Glenn T. Seaborg
19-10 Former Atomic Energy Commission
19-11 Biblioteca Franklin D. Roosevelt, Hyde Park
19-12b Tom Stock/Photo Researcher
Radón Lowell Georgia/Photo Researchers
Tecnecio Photo Researcher

ÍNDICE

Nota: Los números en **negritas** indican las páginas en las que se encuentran las definiciones de las entradas.

δ (delta), 152
(*g*) subnivel de energía, 104
-ano, sufijo, 519, 596, 599
-ato, sufijo, 171, 195, 199
-eno, sufijo, 603
-ico, sufijo, 194, 199
-ilo, sufijo, 596
-ito, sufijo, 195, 199
-oso, sufijo, 195, 199
-uro, sufijo, 192, 195, 199

A

Abstractas, ciencias, 5
Aceites, 624
Acetaldehído, 629
Acetamida, 625
Acetatos, solubilidad en agua, 266
Acetileno, 609
Acetona, 620-21
Ácida, lluvia (deposición ácida), 493-95
  oxidación-reducción y, 532-33
Ácido acético, 472
  densidad relativa, 45
Ácidos, 468-502 *Véase también* Ecuaciones iónicas
  conjugados, **471**
  constante de equilibrio para, 558
  definiciones
    Arrhenius, **470**
    Brønsted-Lowry, **407**
  electrólitos y, 485-87
  equivalente de, **440**
  fuerza de, 472-73
  nomenclatura, 199-200
  pH, **481**-85
  pOH, **482**-85
  propiedades, 469
  reacciones, 475-481
  solubilidad en agua, 266
Acidosis, 482
Actínidos, series de, **123**
Activación, energía de, **548**-550
Actividad (electromotriz) series de, **262**-63
Acuosas, disoluciones, **199**, 200, 421-22
  formación del ion en, 473-475
Acuoso, ion hidrógeno (ion hidronio), 199, 470
Adición
  con calculadora, 694-695
  de números exponenciales, 35
  redondeo en, 29
Adición, polímeros de, **605**
Adición, reacciones de, 529, **606**, 609
Adsorción, efecto de coloides, 452-53
Aerosol
  líquido, 449-450
  sólido, 449-450
Agitación, velocidad de, 427
Agua, 389-413. *Véase también* Acuosas, disoluciones
  blanda, 403
  calor de evaporación, 391
  calor específico, 73, 391
  calores de fusión o solidificación, 372, 391
  densidad, 390, 391
  densidad relativa, 45
  desmineralizada, 404
  destilación, **365**-66
  dura, 403, 404
  estructura molecular, 391-92
  estructura, 155
  fórmula molecular, 67-68
  hidratos, **400**-403
  ionización, 473-74
  peróxido de hidrógeno, 405-406
  polaridad, 392-93
  potable en el hogar, 416-18
  presión de vapor, 705
  propiedades, 68
  propiedades físicas, 390
  puente de hidrógeno, 393, **394**-97
  punto de ebullición, 391
  punto de fusión, 391
  purificación, 403-405
  reacciones de, 399
  reacciones que producen, 397-99
  solubilidad de sustancias inorgánicas en, 265-69
Aire, 49
  licuefacción, 580
Al-Khowarizmi, 7
Alcalinotérreos, metales, **122**
  electronegatividades de, 170
  solubilidad en agua, 266
Alcalosis, 482
Alcanos, **593**-602
  isómeros, **594**-96
  usos y reacciones, 601-02
Alcohol(es), 367, 433-34, **618**
  calores de fusión o solidificación de, 372
Alcoholímetro, 57-58
Aldehídos, 617, **618,** 619-**20**, 629
Aleaciones
  acero, 315
  cobre, 244-45
Alfa, partículas, 652, **653**
Alifáticos, hidrocarburos, **587**, 618
Alquenos, **602**-607
  nomenclatura, 603-04
  usos y reacciones, 605-607
Alquilo, grupos, 596-601
Alquilo, halogenuros de, 616
Alquinos, **607**-10
  nomenclatura, 608-609
  usos y reacciones, 609-610
Aluminio (Al), calor específico de, 73
Amidas, **625**-26
Aminas, **624**-25
Amoniaco, 580
  formación de, 153, 154
Amonio, clorato de, 172
Amonio, ion, 154
Amonio, nitrato de, 196
Amonio, perclorato de, 198
Amonio, sales, solubilidad en agua, 266
Amorfos, sólidos, **369**
  amortiguadoras, 482, **562**-63
  coloides y. *Véase* Coloides
  concentración, 428-29
    en molalidad (*m*), **442**-44
    en molaridad (*M*), **435**-439
    en normalidad (*N*), **439**-42
    en partes por millón (ppm), **434**-35
    en porcentaje por masa, 431, **432**-34
  cristalización, **430**-31
  de electrólitos y no electrólitos, 485-87, **486**
  no saturadas, 428, **429**
  propiedades coligativas, **444**-48
  saturadas, **428**-29
  sobresaturadas, 428, **429**-30
  suspensiones, 448-53
  tipos de, 422-23
  velocidad, factores que afectan la, 423-28
Amortiguadoras, equilibrio de disoluciones, 562-63
Amortiguadoras, disoluciones, 482
Analítica, química, **6**
Anfóteras, sustancias, **471**, 473
Ángulos, enlaces, **155**
  de las moléculas y los iones poliatómicos, 165
Anhídridos, ácidos, **260**
Anhídridos, ácidos y básicos, 260
Aniones, 140
Ánodo, **524**, 526

Antilogaritmos, con calculadora, 696-697
Argentitas, 116
Argón (Ar), 49
Arilo, halogenuros de, 616
Aromáticos, hidrocarburos, **610**-15
  nomenclatura, 611-614
  usos y reacciones, 615
Arrhenius, ácidos y bases de, **470**
Arrhenius, Svante August, 470, 485-86
Artificial, radiactividad, 656-661, **658**
  captura del electrón, **658**
  positrones, **658**
  uso del ciclotrón, **656**-57
Atmósfera
  contaminantes, 271-72
  disminución de ozono en la estratósfera, 407-08
    reacciones químicas detrás de, 569-70
  efecto de invernadero y calentamiento global, 346-47
  el radón en, 676-77
  energía luminosa, 174-75
  esmog fotoquímico, 628-29
  estructura y composición, 48-49
  lluvia ácida, 493-95, 532-33
  procesos de oxidación-reducción, 532-33
  trazas de gases, 346-47
Atmósfera (unidad de presión, atm), 323
Atmosférica, presión, 323
Atómica, bomba, 669, 670
Atómica, escala de masa (peso atómico), **92**
Atómica, unidad de masa (uma), **92**
Atómico, número, 95-97, **96**
  disminución de la radiactividad y, 653
  elementos ordenados por, 120
Átomos, **62**, 91-118
  arreglo electrónico
    en los niveles de distribución principal de energía, 99-101
    en los subniveles, 103-109
  fórmulas de los pares de electrones de los elementos, 101-103
  isótopos, 93, **97**-99, 652, 663-66
    vida media, **661**-63
  masa atómica, **92**
  orbitales, **109**-110
  ordenamiento de, 95-97
  partículas subatómicas, **94**. *Véase también* Electrones; neutrones; protones
  Teoría atómica de Dalton, 92-93
Atracción gravitacional, 19
Autoionización, 473
Avogadro, Amedeo, 218
Avogadro, número de, **218**-219
Azúcar
  calor específico, 73
  descomposición térmica, 60
Azufre, bióxido de, 49, 191, 271 317

B

Balanceo de ecuaciones. *Véase* ecuaciones
Balanzas, 25-26
Barómetro, 322
Base de un exponente, 32-33
Bases, 468-502. *Véase también* Ecuaciones iónicas
  conjugadas, **471**
  definiciones
    Arrhenius, **470**
    Brønsted-Lowry, **470**
    simplificadas, **200**
  equivalente de, **440**
  fuerza, 472-73
  nomenclatura, 199-200, 201
  pH, **481**-85
  pOH, **481**-85
  propiedades, 469
  reacciones, 475-81
Básicos, anhídridos, **260**
Básicos óxidos, **260**
Basura, 465
Baterías
  alcalina, 530
  de almacenamiento de plomo, 529
  de níquel-cadmio (NiCad), 530
Becquerel (Bg), **663**
Becquerel, Antoine Henri, 651
Benceno
  calores de fusión o solidificación de, 372
  densidad relativa de, 45
Benceno, anillo de, **610**-611
Beta, partículas, 652, 653, **654**
Binarios, compuestos, **170**-71, **190**
  nomenclatura para
    constituidos por dos no metales, 190-192
    constituidos por metales y no metales, 192-195
    de hidrógeno, 199-202
Biológicas, ciencias, 5
Bioquímica, **6**
Bohr, Niels, 8, 99, 668
Boro, tricloruro de, 191
Boyle, leyes de, **324**-26
Boyle, Robert, 7, 324
bromo-, prefijo, 599
Brønsted, Johannes N., 470
Brønsted-Lowry, ácido y base, 470-71
Brown, Robert, 451
Browniano, movimiento, 451-52
Buretas, 26
Bush, Vannevar, 668
Butano, 594, 596

C

Cadena, cálculos en, 695-696
Cadena, reacciones en, **666**-67
Calcio, carbonato de, 267-68, 503-04
Calcógenos, **122**
Calcopirita, 244
Calculadora, 693-697
Cálculos. *Véase también* Estequiometría
  cadena de, 695-696
  de composición porcentual, 227-229
  de fórmulas empíricas, **229**
  de fórmulas moleculares, **229**-234
  de masa molecular, 217-218
  de moles, 218-224
  de números de oxidación, **141**-143
  de volúmenes molares de gases, 224-227
  series de, 695
Calor (es)
  de condensación, **364**
  de evaporación, **364**, 375
  de agua, 391
  de fusión, 370, **371**, 376
    del agua, 391
  de reacción, **304**
  de solidificación (cristalización), **372**
    de agua, 391
  en las reacciones químicas, 304-306
  específico, **72**-74, 374, 391
  movimiento y, 320-21
Caloría (cal), **71**
Calórica, energía, **71**
  fisión nuclear como, 667
  transformaciones, 374-78
Calvin, Melvin, 8
Cambios
  de estado
    endotérmicos, **363**-64, **370**, 371, 374, 555
    exotérmicos, **363**, **370**, 555-56
  físicos, **68**-69
  propiedades en comparación con, 68-69
  químicos, **69**, 216
Carbón, 452-53
Carbonatos, solubilidad en agua, 266
Carbónico, ácido, 493
Carbono (C), 644
  isótopos, 97-98
  masa atómica, 98
Carbono, dióxido de, 49, 271, 281-82
Carbono, compuestos basados en. *Véase* Química orgánica
  Carbono, monóxido de, 191, 307
Carbono, tetracloruro de
  calores de fusión o solidificación, 372
  densidad relativa, 45
  estructura, 424
Carboxílicos, ácidos, **622**
Carboxilo, grupo, **622**
Cargas
  de partículas subatómicas, 94
  metales con carga fija y variable, 192-95
  relativa, 94
Carothers, Wallace, 8
Catalíticos, convertidores, 543-44
Catalizadores, **250**, 251
  cátodo, 457, **523**, 526
  equilibrio y, 559
  velocidades de reacción y, 475 550
Cationes, **138**, 139
Celsius (centígrada) escala (°C), 23
  conversión a Fahrenheit, 41
  conversión a Kelvin, 42
Celsius, Anders, 24
centi-, prefijo, 21
Centímetro, 323
Ceros a la derecha, 27
Ceros a la izquierda, 27
Ceros, cifras significativas y, 27
Cetonas, **620**-21

ciclo-, prefijo, 599
Ciclohexano, 593
Ciclopentano, 593
Ciclotrón, **656**-57
Ciencia, **2**
Ciencias sociales, 5
Científica, notación, **34**
Científico, método, 3
Cifras significativas, **26-**31
Cinabrio, 384
Cinética, energía, **70**
Cinética, teoría
de los gases, 320-22
de los líquidos, 360
de los sólidos, 368
Cloración del agua, 404
Clorato, 197, 198
Clorhídrico, ácido, 473
Clorita, 197
Cloro (Cl), 133
formación de la molécula, 149
propiedades, 144
cloro-, prefijo, 599
Clorobenceno, 611
Clorofila, 250, 251
Clorofluorocarbonos (CFC), 49, 271, 272, 407-408, 617
Cloroformo, densidad relativa de, 45
Cloruro de sodio (sal), 55-56
Cloruros, solubilidad en agua, 266
Cobre (Cu), 244-45
Coeficientes, 252
Coligativas, propiedades, **444**-48
Coloides, **448**-53. *Véase también* Disoluciones
efecto de adsorción, 452-53
efecto de la carga eléctrica, 451-52
efecto de movimiento, 450-51
efecto óptico, 450
tipos, 450
Combinación, (síntesis), reacciones, **259**-60
Combinación, volúmenes, ley de Gay-Lussac, **301**-304
Combinadas, leyes de los gases, 332-334
Combustión, reacciones de, **260**, 397
Completas, ecuaciones moleculares, 250
Composición
de sustancias, 5
definida y constante, **62**
porcentual, 227-29
Composición constante, ley de la, **67**
Compresibilidad
de gases, 320
de líquidos, 360
de sólidos, 368
Compuestos, **62**. *Véase también* Enlaces
afinidad electrónica de, **140**
binarios, **170**-71, 190
cálculos que implican. *Véase* Cálculos
con enlaces covalentes coordinados, 152-154
con enlaces covalentes, 148-52, 474-5
con enlaces iónicos, 143-46, 474
energía de ionización de, **138**-39
escritura de fórmulas para, 166-167
estructuras de Lewis, 154-**155**
inorgánicos, 190
iones poliatómicos, **158**-161
formas, 161-66
mezclas a diferencia de, 67
inorgánicos, 190
números de oxidación y, 140-43, **141**
tabla periódica para predecir los números de oxidación, propiedades, fórmulas y enlaces de, 167-173
ternarios, **172-172**, 190
Comunes, nombres
para los alquenos, 603
para los grupos alquilo, 597
Comunes, nombres, 190
Comunes, prefijos, 596
Conant, James B., 668-669
Concentraciones, 323-24, **428**
de radiactivos, 547
métodos para expresar
molalidad (*m*), **442**-44
molaridad (*M*), **435**-39, 444
normalidad (*N*), **439**-42, 444
partes por millón (ppm), **434**-35, 444
referido a la masa, **432**-34, 444
referido al volumen, 433-34
principio de Le Châtelier y, 555
Condensación, **361**
calor de, **364**
Condensadas, fórmulas estructurales, 593
Condensador, de reactor nuclear, 673
Confinados, ceros, 27
Congelación, abatimiento del punto de, 446-47
para determinar la masa molecular y la masa molar, 446-48
Congelación, punto de, **370**-71
Conjugadas, bases, **471**
Conjugados, ácidos, **471**
Conservación, leyes de, **74**-75
de energía, **74**-75
de masa, **74**-75, 250
Constantes
de proporcionalidad, 324-25, 327-28
disminución del punto de ebullición molal, 445
elevación del punto de ebullición molal, 445
equilibrio, 558-59
expresión de la constante de equilibrio, **552**-55
producto de solubilidad, 565
producto iónico, 473-74
velocidad específica, 548
Contaminación del suelo, 505-07
Contaminación y calidad del aire, 316-17
Contaminantes, 49
en el esmog fotoquímico, 628
en la atmósfera, 271-272
Conversiones
análisis dimensional para, 38-39
densidad, 42-44
métricas, 39-41
temperatura, 41-42
Coque, 644
Corrosión, **531**-32
Cottrel, precipitador, 452
Coulomb, ley de, **150**-51
modelo RPECV, 161
Covalentes coordinados, enlaces, **152**-54
fórmulas estructurales para, 157-58
Covalentes, enlaces, 138, **147**-52
coordinados, **152**-54
electronegatividad en, **149**-52
polares, **151**-52
Crick, Francis, 8
Cristalinos, sólidos, **369**
Cristalización (calor de solidificación), **372**, 430
Crítica, masa, **666**
Cromo (Cr), 315
Crookes, sir William, 94
Crutzen, Paul, 8
Cuarzo, 369
Curie, (Ci), **663**
Curie, Marie Sklodowska, 651
Curie, Marie, 8, 14-16
Curie, Pierre, 14-16, 651
Chadwick, sir James, 94
Chalcosita, 244
Challenger transbordador espacial, 398
Charles, Jacques, 326
Charles, ley de, 326-27
Chernobyl, accidente, 674-675

D

d, subnivel de energía, 103, 104, 108, 123
Darcón, 615, 623
Dalton, John, 7, 334
ley de las presiones parciales de, **334**-337
teoría atómica de, 92-98
DDT (diclorodifeniltricloroetano), 616-17
Débiles, ácidos, 472
Débiles, bases, 472
Débiles, electrólitos, 486, 87
Débiles, equilibrio de electrólitos, 558-62
deca-, prefijo, 191
Decano, 594
Definida y constante, composición, 62
Definidas, ley de las proporciones, **67**
Delicuescentes, sustancias, **403**
Demócrito, 7
Densidad relativa, **44**-46
Densidad, **20**
conversiones, 42-44
de líquidos, 360
de los gases, 226-28, 320
del agua, 390
leyes de los gases y, 342-43
unidades métricas de, 22
Departamento de Energía (DOE), 673
Deposición, **374**
Descomposición, reacciones de, **260**-62, 272
Desintegración, series de, **654**
Desmineralizada, agua, 404
Destilación, **365**-66
Deuterio, 671, 675
di-, prefijo, 191
Diamantes, 644

Diatómicas, moléculas, **148**, 149
Dietílico, éter, 619
Difusión
de líquidos, 360
de los gases, 320
de sólidos, 368
Dimensional, análisis, **38**-39, 217
Dinámico, equilibrio, **362**, 428, **550**
Dinitrógeno, monóxido de, 49, 271, 272
Dinitrógeno, tetróxido de, 191
Dipolo, momento, **393**
Disociación, ionización y, **474**-75
Disolución, **61**-62, 420-462, **421**. *Véase también* Ácido(s); base(s); coloides; sal(es)
estándar, 437
Disolvente, **421**
propiedades, 424-25
Dispersante, medio (fase dispersante), **448**
Dispersas, partículas (fase dispersa), **448**
División
con calculadora, 693
de números exponenciales, 35-35
redondeo en, 29-30
Doble descomposición, reacciones de, 265-69
Doble sustitución, reacciones de, **265**-269, 272
Dobles enlaces, **156**
Dúctil, **76**

E

Ebullición, elevación del punto de, 444-46
Ebullición, punto de, **362**-66
Ecuaciones, 248-82, **249**. *Véase también* reacciones;
general del estado gaseoso, **338**-340
Estequiometría
balanceo de, 249-250
ejemplos de, 254-57
información obtenida a partir de, 288-289
reglas para, 252-53
cálculos que implican. *Véase* Estequiometría ecuación general del estado gaseoso
gas ideal, **338**-340
iónica, 250
moleculares, 250
por radiactividad natural, 653-656
regla para balancear, 653-656
términos y símbolos, 250-51
tipos de, 259-271
reacciones de combinación (síntesis), **259**-260, 272
reacciones de descomposición, **260**-62 272
reacciones de doble sustitución, **265**-69, 272
reacciones de neutralización, **269**-71, 272
reacciones de sustitución sencilla, **262**-65, 272
Efecto pantalla, 151
Eflorescentes, sustancias, **402**-03
Einstein, Albert, 74, 668, 669-70
Eléctrica, efecto de la carga de coloides, 451-52
Electrólisis, **399**
Electrolíticas, celdas, **523**-26
Electrólitos, 485, **486**, 487
Electromagnética, radiación (luz solar), 174-75
Electromotriz (actividad), serie, **262**-63
Electrón, fórmula de pares de, 101-103
Electronegatividad, 149-152
Electrones, **94**
distribución de, 95-97
en los niveles de energía principal, 99- 101
en subniveles, 103-109
carga iónica y, 144
par sin compartir, **153**
Electrones, captura de, **658**
Electrónica, afinidad, **140**
Electrónicas, configuraciones, 125
Electroquímica, **523**-527
celdas electrolíticas, **523**-25
celdas voltaicas (galvánicas), **526**-31
primaria, **527**-28
secundaria, **527**, 529-31
corrosión, **531**-32
Electrostática, ley de la, 99, 143
Elementos, **62**-64. *Véase también* Elementos específicos
clasificación periódica. *Véase también* configuraciones electrónicas, 702-04
de tierras raras, **123**
de transición, **123**
fórmulas de pares de electrones, 101-103
metales, **76**-77
no metales, 77-78
que implican cálculos. *Véase* Cálculos representativos, **123**
símbolos y su abundancia relativa, 64
sintéticos, **660**-61
Empíricas (sencillas), fórmulas, **229**
Emulsiones, 449, 50
Endotérmicas, reacciones, **304**, **363**, 370, 371, 373, 374, 556
Energía, **70**-74
calor específica, **72**-74
calórica, **71**
cinética, **70**
eléctrica, 70-71
fuentes renovables de, 117
ionización de, **138**-40
ley de la conservación de la, **74**-75
liberada en la formación de enlaces, 145, 148
medida de, 71
potencial, **70**
y alimentos, 88-90
Energía, niveles de, **95**
distribución electrónica, 99-101
tabla periódica y, 107-108
Enlaces. *Véase también* Compuestos
ángulos, **155**, 165
covalentes, 138, **147**-152
coordinados, **152**-154
electronegatividad en, **149**-152
dobles, **156, 602, 603, 604**
iónicos, 138, **143**-146
liberación de energía en la formación de, 145, 148
longitud, **148**
múltiples, 156-157
números de oxidación y, 140-143
polares, **151**-52
químicos, 138
tabla periódica para predecir, 170-173
triples, **156**, 607
Equilibrio, expresión de la constante de, **552**-54
Equilibrio, posición de, **555**
Equilibrio(s), 550-68
catalizadores y, 558
dinámico, **362**, 428, **555**
disolución amortiguadora, 562-64
electrólito débil, 558-561
Le Châtelier, principio de, **555**-58
solubilidad, 565-568
Equivalencia, punto de, **478**
Equivalentes
de un ácido, **440**
de una base, **440**
Específica, constante de la velocidad, **548**
Específico, calor, **72**-74
Espuma, 449, 450
Estado libre, **77**
Estado, cambios de
endotérmicos, **363**, 370, 371, 373, 374
exotérmicos, **363**, 370, 374
Estequiometría, 287-314, **288**. *Véase también* Cálculos
calores en las reacciones, 304-306
leyes de los gases y, 340-45
problemas masa-masa, 290-298
problemas masa-volumen, 298-304
Ésteres, **623**-24
Estimulantes, 582-84
Estratosfera, 48-49
Estroncio, cloruro de, 170
Etano, 594, 596
Etanol, 618
Éter(es), **619**
densidad relativa de, 45
Etileno, 589
Etílico, alcohol, 57, 618
Etilo, acetato de, 623
Evaporación, **361**-62, 363
Exactos, números, **32**
Exceso de reactivos, **294**
Exotérmicas, reacciones, **304**, **363**, 370, 374, 555-56
Expansión
de gases, 320
de líquidos, 360
de sólidos, 368
Experimentación, **4,** 473
Exponencial, notación, **33**-34
operaciones matemáticas que implican, 35-38
Exponentes, 32-33
Eyring, Henry, 148

F

f, subnivel de energía, 24, 103, 104, 108
Factor unitario, método, **38**-39
Fahrenheit, escala (ºF), 23
  conversión a Celsius, 41-42
Fahrenheit, Gabriel Daniel, 24
Familias (grupos) en la tabla periódica, 121-124
  características generales, 121-128
Fases de la materia, 61
Fecha radiactiva, 663-64
Fermi, Enrico, 651, 668
Fertilizantes, 580
Físicas, ciencias, 5
Físicas, propiedades, **67**-68
  de metales, 76-77
  de no metales, 77-78
Fisicoquímica, **6**
Físicos, cambios, **68**-69
Físicos, estados
  de la materia, 60
  en ecuaciones químicas, 250
Fisión nuclear, **666**-670
  problemas con, 673-675
  reactor, 672-73
Food and Drug Administration, 196, 666
Forma
  de los gases, 320
  de los líquidos, 360
  de los orbitales, 109
  de los sólidos, 368
Formaldehído, 629
Fórmula, cálculo de la masa, 217-218
Fórmula, unidades, **145**-146, 217
Fórmulas
  de pares de electrones, 101-103
  empírica, **229**
  escritura, 166-167
  estructural, **155**-156
  molecular, **65**-66, 229
  para compuestos orgánicos sencillos, 592
  tabla periódica para predecir, 170
Fórmulas estructurales, **155**-156
Fosfatos, solubilidad en agua, 266
Fosfórico, ácido, 184
Fosforoso, pentacloruro, 191
Fotoquímico, esmog, 628-29
Fotosíntesis, 250
Fraccionada, destilación, 366
Franklin, Rosalind, 8
Freón, 12, 49
Frisch, Otto, 668
Fuertes, ácidos, 472-73
Fuertes, bases, 472-73
Fuertes, electrólitos, 486, 87
Funcionales, grupos, **615**-16
Fusión
  calor de, 370, **371**, 376
    del agua, 391
  nuclear, **671**
"Fusión en frío", 675

G

Galio, arseniuro, 78
Galvani, Luigi, 526
Galvánicas (voltaicas), celdas, **526**-531
  primarias, **527**-28
  secundarias, **527**, 529-31
Gamma, rayos, 652, 653, **654**-55
Gas(es), 60, 319-54, **320**
  calor de condensación, **364**
  cloro, 133
  densidad, 226-27, 320, 342-3, 369
  ecuación general del estado gaseoso, **338**-340
  húmedo en comparación con seco, 336-37
  ideal, **321**
  leyes de
    Boyle, 324-26
    combinadas, 332-334
    Charles, 326-330, **327**
    de Gay-Lussac, **301**-04, **330**-31
    de Henry, **426**-27
    ley de Dalton de las presiones parciales, **334**-37
    problemas relacionados con, 340-345
  mezclas, 61
  moles, 224-25
  nobles, 49, **78**, 102, 122, **123**
  presiones de, 322-23
  propiedades, 320, 360
  real, **321**, 361
  símbolo para, 250
  solubilidad, 425-26
  teoría cinética, 320-322
  transformaciones de la energía calórica, 374-78
  traza en la atmósfera, 346-47
  volumen molar, 224-227
  volumen, 289
Gasohol, 618
Gay-Lussac
  ley de los gases, **330**-31
  ley de los volúmenes, gaseosos de combinación, **301**-04
Gay-Lussac, Joseph Louis, 301
Generador de reactor nuclear, 672-73
Genético, radiomarcado en el rastreo, 664-65
Glicéridos, 624
Global, calentamiento, 346-47
Glucosa, 154, 229
Goldstein, Eugene, 94
Goodyear, Charles, 8
Graduados, cilindros, 26
Grafito, 644-45
Grasas, 624
Gravitacional, atracción, 19
Griegos, prefijos, 191
Groves, Leslie R., 669
Grupos (familias), en la tabla periódica, **121**-124
  características generales, 124-128

H

h, subnivel de energía, 104
Haber, Fritz, 555
Haber, proceso de, 555-56, 57
Hahn, Otto, 8, 668
Halogenación, **602**
Halógeno, compuestos ternarios que contienen, 197-198
Halógenos, **122**
  electronegatividad de, 170
  propiedades físicas de, 127
Halotano, 334
Helio (He), 49
Henry, ley de, **426**-27
Henry, William, 426
hepta-, prefijo, 191
Heptano, 362, 594
  calores de fusión o solidificación de, 372
Herrumbre, 531
Heterogénea, materia, **61**
hexa-, prefijo, 191
Hexano, 594, 596
Hidratos, **400**-403
hidro-, prefijo, 201
Hidrocarburos, **587**
  alifáticos, **587**
  aromáticos, 587, **610**-15
  derivados, 587, 615-627
    ácidos carboxílicos, 617, **622**
    alcoholes, 367, 433-434, 617, **618**
    aldehídos, 617, 619-**20**
    amidas, 617, **625**-27
    aminas, 617, **624**-25
    cetonas, 617, **620**-21
    ésteres, 617, **623**-24
    éteres, 617, **619**
    halogenuros orgánicos, **616**, 617
  en el esmog fotoquímico, 628-29
  no saturados, **602**
  nomenclatura, 596-601
  saturados (parafinas). *Véase* Alcanos
Hidrógeno (H), 414-15
  enlace en el agua, 394-97
  molécula de, 147-148
  número de oxidación, 512
  oxígeno combinado con, 398
Hidrógeno, bomba de, 671
Hidrógeno, cloruro de, 151-52
Hidrógeno, enlace, **394**
Hidrógeno, peróxido de, 405-406
Hidrómetro, 529, 530
Hidronio, 470
Hidróxido, iones de, 470
Hidróxidos, solubilidad en agua, 266
Hidroxilo, grupo (OH), 618
Hierro (Fe)
  color específico, 68
  propiedades de, 68
Hierro(II), bromuro de, 166
Hierro(III), fluoruro de, 171
Hierro(III), sulfato de, 522
Higroscópicas, sustancias, **403**
hipo-, prefijo, 197
Hipoclorito, 197

Hipótesis **3**
Hiroshima, 670
Hitler, Adolf, 668, 670
Hodgkin, Dorothy Crowfoot, 8
Homogénea, materia, **60**-61
Homogénea, mezcla, **61**, 62
Homólogas, series, **594**
Humo, 449

I

i, subnivel de energía, 104
Ideales, gases, **321**
Imágenes médicas, formación de, 664, 665
IMECA, 316
Indicadores, **469**
  cambios de color de, 478
Inmiscibles, líquidos, **423**
Inorgánica, química, **6**
Inorgánicos, compuestos
  nomenclatura, 189-211
    compuestos binarios que contienen dos no metales, 190-92
    compuestos binarios que contienen metales y no metales, 192-95
    compuestos hidrogenados, 198-200
    compuestos ternarios que contienen halógeno, 197-98
    compuestos ternarios y superiores, 195-97
    nombres comunes, 115, 190, 193
    nombres sistemáticos, 190, 196
    sistema Stock, 196
  solubilidad en agua, 265-69
Insolubles, bases y sales, 476
Interconversión de unidades, 688-692
Internacional, Sistema de Unidades (SI), 20, 323, 688-92
International Thermonuclear Experimental Reactor (ITER), 675
International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC), 190
  sistema de nomenclatura, 596
    para alcanos, 599
    para alquenos, 603-04, 605-7
Invernadero, efecto, 346-47
Yodo-prefijo, 599
Ion, constante del producto, 473-74
Ion-electrón, método del, **518**-523
Iones, **95**
  absorción de la energía luminosa, 174
  atómicos o masa fórmula de, 220-221
  como ácidos o bases, 470-71
  hidrógeno, 199
  hidronio, 470
  metálicos, nombres de, 195
  poliatómicos, **158**-159, 161-66
  radios, 144
Iónica, carga, **141**
Iónicas, ecuaciones, 250, **488**
  ejemplos, 489-93
  reglas para escribir, 488-89
Iónicos, compuestos, 65, 474
Iónicos, enlaces, 138, **143**-46
Ionización, 474-**475**
  del agua, 473-74
  disociación y, **474**-75
Iónicos, energía de, **138**-40
Ionosfera, 48
Radiación de productos agrícolas, 666
Irreversibles, reacciones de, 551
iso-, prefijo, 596
Isómeros, **594**-96
  nomenclatura, 596-601
Isopentano, 595
Isopropilo, grupos, 597-98
Isótopos, 93, **97**-99
  que se presentan en la naturaleza, 698-701
  radiactivos, 652, 663-666
    vida media de, **661**-63

J

Jabón, 463-464
Joliot-Curie, Frederic, 657-658
Joliot-Curie, Irene, 657-658
Joule (J), **71**
Julian, Percy, 8

K

Kelvin, escala (K), 23
Kriptón, (Kr), 49

L

Lantánidos, series, **123**
Lavoisier, Antoine Laurent, 7, 250
Le Châtelier, Henry Louis, 555
Le Châtelier, Principio de, **555**-558
Lecho de piedras, reactor, 675
Lewis, estructuras de, **154**-**155**
  del acetileno, 589
  del etileno, 589
  fórmulas, 154-161
    enlaces covalentes coordinados, 58
    iones poliatómicos, 158-161
Lewis, Gilbert, 8, 155
Ley (es)
  científica, **4**
  Coulomb, **142** **150**-51, 161
  de conservación, **74**-75
    energía, **74**-75
    masa, **74**-75, 250
  de la electrostática, 99, 143
  de proporciones definidas (composición constante), **67**
  gases, de los,
    Boyle, **324**-26
    combinadas, 332-334
    Charles, **327**-330
    Gay-Lussac, **301**-04, **330**-31
    ley de Dalton de las presiones parciales, **334**-37
  Henry, 426
  periódica, **120**-4
Ley de acción de la masa, **547**-48
Licuefacción del aire, 580
Limitantes, reactivos, 293-94, **294**
Lineal, geometría, 588-590
Lineales, moléculas, 161-62
Líquido (s), 60, 359, **360**-67
  calor de condensación y, **364**
  calor de evaporación, **364**, 375
  condensación, **361**
  densidad relativa, 45
  destilación, **365**-66
  evaporación, **361**-62
  inmiscible, **423**
  miscible, **423**
  presión de vapor, **362**
  propiedades, 360, 369
  punto de ebullición, **362**-66
  símbolo para, 250, 251
  solubilidad de gases en, 425-26
  solubilidad de sólidos en, 427
  tensión superficial, **366**-67
  teoría cinética, 360
  transformaciones de la energía calórica, 374-78
  viscosidad, **367**
Líquido, aerosol, 449, 450
Litio (Li), 97
Logaritmos, 482
  con calculadora, 696-97
Longitud
  enlace, **148**
  sistema inglés de medidas, 22
    unidades métricas de, 22
Longitud de onda de la luz, 174-75
Lowry, Thomas M., 470
Luminosa (radiante), energía, 174-175

M

Magnesio (Mg), 542
Maleable, **76**
Manhattan, proyecto, 668
Masa, **19**, 25, 26
  atómica (peso atómico), **92**
  conservación de, **74**-75, 250
  crítica, **666**
  de los gases, 224-25
  de partículas subatómicas, 94
  de reactivos y productos, 289
  fórmula, 217-18
  Ley de conservación de la, **74**-75
  molar, **220**
  molecular
    cálculo de, 217-218
Medio dispersante, 448
    de los gases, 124-25
    punto de congelación para determinar, 447-48
  porcentaje referido a la, 227, **432**-35, 444
  sistema inglés de medidas, 22
  unidades métricas, 22
Masa, número de, **95**
  desintegración radiactiva y, 653-54
Masa-masa, problemas estequiométricos, 290-98
Masa-volumen, problemas estequiométricos, 298-301
Materia, **19**
  características de la, 19-20

composición y propiedades, 60-64
estados físicos de la, **60**
medida. *Véase* Mediciones
Mecánica, energía, 71
Médicas, formación de imágenes, 664-65
Mediciones, 18-58
cifras significativas, **26**-31
conversiones
densidad, 42-44
métricas, 39-41
temperatura, 41-42
de la energía, 71-72
de radiactividad, 662-63
de temperatura, 23-24, 26
densidad relativa, **44**-46
exponentes, **32**-33
instrumentos para, 25-26
interconversión de unidades, 688-92
Sistema Internacional de Unidades (SI), 688
unidades basadas en el sistema inglés, 689
materia y, 20-23
método del análisis dimensional, **38**-39
notación científica, **34**
notación exponencial, **33**-34, 35-37
redondeo de, 28-32
sistema métrico, **20**-23
frutos de la tierra, 134
Meitner, Lise, 668
Mendeleev, Dmitri, 120
Mercurio (Hg), 384
Metales, **76**, 77
alcalinos, **122**
alcalinotérreos, **122**
cationes de, 139
con carga fija, 192-94
con cargas variables, 192, 194-95
propiedades físicas, 76-77
propiedades químicas de, 76-77
puntos de fusión de, 77
reacción con el agua, 399
reacciones ácidas con, 476
Metaloides (semimetales), **78**, **124**
Metano, 49, 271, 272, 594, 596
estructura, 588-89
modelo de la esfera y el segmento, 156
Metatesis, 265
Metil-*ter*butil, éter, 619
Metileno, grupo, 594
Método mol, 289-90
problemas volumen-volumen, 301-304
Métricas, conversiones, 39-41
Métrico, sistema, **20**-23
Meyer, Lothar, 120
Mezclas, **61**
de gases, 61
diferencia entre compuestos y, 67
Microscopio electrónico de barrido, 93
Milímetro, 323
Millikan, Robert A., 94
Miscibilidad
de los gases, 320
de los líquidos, 360
de los sólidos, 368
Miscibles, líquidos, **423**
Moles, método, 289-90
Molalidad (*m*), **442**-44
Molar, masa, **220**
de gases, 224-225
punto de congelación para determinar, 447-48
Molar, volumen de gas, **224**-227
Molaridad (*M*), **435**-39, 444
relación de la normalidad a la, 441-42
Molecular, masa
cálculo de, 217-18
de los gases, 224-25
leyes de los gases y, 340-45
punto de congelación para determinar, 447-48
Moleculares, ecuaciones, 252
Moleculares, fórmulas, **65**-66, 229-34
Moléculas, **65**-67, 93
absorción de la energía luminosa, 174
acodadas, 163
de reactivos y productos, 289
diatómicas, **148**
formas de, 161-66
lineales, 161-62
planas trigonales, 162-163
tetraédricas, 163-64
hidratadas, 421
orgánicas, 558-593
Moles, **218**
cálculo, 218-224
de gases, 224-25
de reactivos y productos, 289
Molina Enríquez, Mario, 8
mono-, prefijo, 191
Moseley, Henry G. J., 120
Motor, aceite para, 367
Santa Elena, volcán, erupción, 663
Movimiento, efecto en coloides, 450-51
Múltiples enlaces, 156-57
Multiplicación
con calculadora, 694-695
de números exponenciales, 35-36
redondeo en, 29-30

N

Nagasaki, 670
Natural, radiactividad, 651-**53**
ecuaciones para la, 653-56
Negativo, número de oxidación, 511
neo-, prefijo, 596
Neón (Ne), 49
Neopentano, 595
Neutralización, reacciones de, **269**-271, 272
agua a partir de, 398
titulaciones, **477**-481
Neutrones, **94**
arreglo de, 95-97
fisión nuclear y, 666
Níquel-cadmio (NiCad), batería, 530
Nitratos, solubilidad en agua, 266
Nitrógeno (N), 580-81
Nitrógeno, bióxido de, 49, 191, 272, 317
Nitrógeno monóxido de, 49, 271, 272
No electrólitos, 485-87, **486**
No ionizadas, sustancias, reacciones irreversibles y, 551
No metales
aniones, 140
propiedades físicas, 77-78
propiedades químicas, 78
puntos de fusión
No polares, moléculas, 149
No saturadas, disoluciones, 428, **429**
No saturados, hidrocarburos, **602**. *Véase también* Alquenos
No-cero, dígitos (Dígitos diferentes de cero), 27
Nobel, premio, 7
Nobles, gases, 49, **78**, 90, 102, 120, **123**
Nomenclatura
de compuestos inorgánicos, 189-211
compuestos binarios que contienen dos no metales, 190-92
compuestos binarios que contienen metal y no metal, 192-95
compuestos ternarios que contienen halógeno, 197-98
compuestos ternarios y superiores, 195-97
nombres comunes, 190, 202
nombres sistemáticos, 190, 203
para compuestos hidrogenados, 198-200
sistema Stock, 194, 196
de compuestos orgánicos
alcanos, 596-601
alquenos, 603-04
alquinos, 608-09
hidrocarburos aromáticos, 611-614
nona-, prefijo, 191
Nonano, 594
Normal, punto de ebullición, 363
Normalidad, (*N*), **439**-442
Nuclear, fisión, **666**-670
problemas con, 673-75
reactor, 672
Nuclear, fusión, **671**, 675
Nuclear, química, 650-683
fisión, 666-70
problemas con, 673-75
reactor, 672-73
fusión, **671**, 675
"en frío", 675
radiactividad
artificial, 656-661, **658**
isótopos, 663-666
medición, 662-663
natural, 651-**53**
propiedades, 659
símbolos, 659
vida media, **661**-63
usos pacíficos de, 671-675
Nuclear, reacción, **651**
Núcleo, **95**

O

octa-, prefijo, 191
Octano, 594

Octeto, regla del, **102**, **138**
Oleomargarina, 624
Óptico, efecto de coloides, 450
Oppenheimer, J. Robert, 669
Orbitales, **109**-110
Orgánica, química, **6**, 586-643, **587**
alquenos, **602**-607
alquinos, **607**-610
derivados de hidrocarburos, 615-627
ácidos carboxílicos, **622**
alcoholes, **618**-19
aldehídos, 619-**20**
amidas, **625**-26
aminas, **624**-25
ésteres, **623**-24
halogenuros orgánicos, **616**-17
hidrocarburos, **587**
alifáticos, **587**
aromáticos, 587, **610**-15
no saturados, 602
moléculas orgánicas, formas y estructuras de, 588-93
Orgánicos, halogenuros, **616**-17
Orina, densidad relativa de, 44
Oro (Au), 13
Oxidación, **510**
Oxidación, método del número de, **513**-18
Oxidación, números de, 140, **141,** 143, 510-**511**
tabla periódica para predecir, 168
Oxidación-reducción (redox), reacciones, **510**
lluvia ácida, 493-495
Véase también Electroquímica
Oxidación-reducción, ecuaciones, 510-542
balanceo
por el método del ion electrón, **518**-23
por el método del número de oxidación, **513**-18
números de oxidación y, 510-13
Véase también Electroquímica
Oxidante, agente, **510**
Óxidos
ácidos, 260
básicos, 260
solubilidad en agua, 266
Óxidos ácidos, **260**
Oxígeno (O), 49, 355
hidrógeno combinado con, 405
número de oxidación de, 512
Ozono, 49, 317
disminución en la estratosfera, 407-08
reacciones detrás de, 569-570

P

p, subnivel de energía, 103, 104, 108
Palabras, ecuaciones de método algebraico, 257
Parafinas. *Véase* Alcanos
Parciales, ley de Dalton de las presiones, **334**-37
Parcialmente ionizadas, sustancias, reacciones irreversibles y, 551
Partes por millón (ppm), **434**-35, 444
Partícula, solubilidad y tamaño de, 427
Partículas dispersas, 448
Partículas suspendidas, 317
Pascal (unidad de presión), 323
Pascal, Blaise, 323
Pauling, Linus, 8, 150
penta-, prefijo 191
Pentano, 594, 596, 599
per-, prefijo, 197
Perclorato, 197
Periódica, tabla, **78**-79, 121-24
de cationes con carga fija, 193
desarrollo de, 120-21
electronegatividad, **149**-50
grupos, **121**-24
ley periódica, **120**-21
para predecir los números de oxidación, propiedades, fórmulas y enlaces de compuestos, 167-173
períodos, **121**-24
subniveles electrónicos, 107-108
Períodos largos, **123**
Peso, 19
Petróleo, derrames de, 186-87
pH, **481**-485
medidor de, 484-485
Pipetas, 26
Piramidales, moléculas, 163-164
Plana, geometría, 588-90
Planetas, temperatura de, 175
Plástico reciclado PET, 385-87
Plata (Ag), 116
calor específico de, 73
Plata, bromuro de, 116
Plata, nitrato de, 172
Plomo (Pb), 317
batería de almacenamiento, 529
calor específico de, 73
Plutonio-239, 666, 673
Plutonio, 660
pOH, **482**-485
Polares, compuestos, 424-25
Polares, enlaces, **151**-52, **393**
Polaridad del agua, 392-93
Poliatómicos, iones, **158**-161
balanceo de, 219-20
formas de, 161-166
número de oxidación, 512
Poliésteres, 623
Polietileno, 605
Poliinsaturadas, grasas, 624
Polímeros, **605**
Polivinilo, cloruro de, 605, 606
Polonio, 15, 651, 676
Porcentaje referido a masa, 227, 386, **432**-34
Porcentaje por volumen, 433
Porcentual, relación de los compuestos, 227-229
Porcentaje, rendimientos, 296
Positivo, número de oxidación, **511**
Positrones, **658**
Potasio, óxido de, 170
Potasio, permanganato de, 159
Potencia de la base, 33
Potencial, energía, **70**
Potencias de los números exponenciales, 37-38
Precipitados, **266**
reacciones irreversibles y, 551
Prefijos
griegos, 191
SI, 688
Presión, **322**
atmosférica, 322, 23
cambio, volumen de gas y, 324-26
de gases, 322-23
normal, **323**
parciales, ley de Dalton de las, **291**-95, 334-37
Principio de Le Châtelier y, 556-57
solubilidad y, 425-26
temperatura y, 330-37
temperatura y presión normales (TPN), **224**
vapor, **362**
Primaria, celda, **527**-28
Primarias, aminas, 624
Principal, cadena, 596
Principales, niveles de energía, 99-101
Productos agrícolas, radiación de, 666
Productos, **250**, 251
Propano, 591, 594, 596
Propiedades, **67**-68
cambio en comparación con, 68-69
coligativas, **444**-448
de ácidos y bases, 469-70
de la tabla periódica para predecir, 169
de los grupos en la tabla periódica, 124-27
de los metales, 76-77
de los no meales, 77-78
de soluto y disolvente, 421-22
definidas y constantes, 62
Proteínas, 626
Protones, **94**
arreglo, 95-97
carga iónica, 144
Punto de fusión, 67-68, 370, **371**-72
de metales, 77
de no metales, 78
Punto final, **478**
Puras, sustancias, 61, **62**
propiedades y cambios, 68-69
Purificación
de sólidos, 430
del agua, 403-405

Q

Queroseno, 397
Química, **5**-10
descubrimientos importantes en, 8
estudio de, 8-10
historia de,8-9
subáreas de, 6
Química, energía, 71
Químicas, ecuaciones. *Véase* Ecuaciones
Químicas, propiedades. *Véase* Propiedades
Químicas, reacciones. *Véase* Reacciones
Químico, equilibrio. *Véase* Equilibrio y equilibrios
Químicos, cambios, 69-70
Químicos, enlaces. *Véase* Enlaces
Químicas armas, 685

R

Radiación, enfermedad, 653
Radiactiva, desintegración, **653**
Radiactiva, determinación de fechas, 663-64
Radiactividad
  artificial, 656-661, **658**
    captura del electrón, **658**
    positrones, **658**
    uso del ciclotrón, **656**-57
  isótopos 652, 663-666
  medición, 662-63
  natural, 651-656, **693**
    ecuaciones para, 653-56
  propiedades, 659
  símbolos, 659
  vida media, **661**-62
Radiactivos, eliminación de desechos, 673
Radicales, 532-33
Radio (radios)
  atómico, 169
  de iones, 144
Radio marcado 664-65
Radio 15, 651
Radón (Rn), 49, 676, 77
Raíces cuadradas
  con calculadora, 696-97
  de números exponenciales, 36-37
Raras, elementos de tierras, **123**
Rayos X, 651, 653
Reacción, velocidades de, 546-50, **547**
  catalizadores y, 550
  energía de activación y, **548**-50
  reactivos y, 547-58
  temperatura y, 548-50
Reacciones directas, 550
Reacciones, **249**
ácidos y bases, 475-481
  adición, **606**
  alcanos, 601-602
  alquenos, 605-606
  alquinos, 609-610
  cadenas en, 569, **666**
  calores de, 304-306
  combinación (síntesis), **259**-60, 272
  combustión, **260**, 397
  del agua, 399
  descomposición, **260**-62, 272
  doble sustitución, **265**-69, 272
  en la disminución del ozono, 569-70
  endotérmicas, **304**, 370
  exotérmicas, **304**, 370
  hidrocarburos aromáticos, 615
  irreversibles, 551
  neutralización, **269**-271, 272
    titulaciones y, **477**-478
  nucleares, **651**
    regla para balancear, 655-56
  oxidación-reducción (redox), **510**
  que producen agua, 397-98
  reversibles, **304**, 550-55
  semirreacción, 518
  sustitución, **262**-65, 272
Reactivos, 250, 251
  velocidades de reacción y, 546-48
Reales, gases, **321**, 361
Redondeo, 28-32
Reducción, **510**
Reductor, agente (reductante), **510**
Regla de los dos, **138**
Regla del octeto, 102, **138**
  relación de molaridad a, 441-42
Relativa, densidad, **44**-46
Relativas, cargas, 94
Rendimiento
  porcentaje de, 296
  real, 296
  teórico, 296
Rendimiento real, **296**
Representativos, elementos, **123**
Residuo, 366
Resorte, básculas de, 24, 25
Reversibles, reacciones, **304**, 550-55
Robinson, sir Robert, 8
Roentgen, Wilhelm, 651
Roosevelt, Franklin D., 668
Rutherford, Ernest, 95, 652, 656

S

s, subnivel de energía, 103, 104, 108
Sacarosa, 212-213, 621
Sales, cloruro de sodio (sal), 201
  insolubles, reacciones de bases para formar, 476
  nomenclatura, 201-202
Salino, puente, 526
Sanger, Frederick, 8
Saturadas, disoluciones, **428**-9
Saturados, hidrocarburos (parafinas). *Véase* Alcanos
Seaborg, Glenn T., 8, 669
Secundarias, celdas, **527**, 529-531
Secundarias, aminas, 624
Semirreacciones, 518
Series de cálculos, 695
  cifras significativas, 26-31
Sherwood, Rowland, F. 8
Sida, 356-57
Silicio (Si), 78, 86-87
Sin compartir par de electrones, **153**
Sintéticos, elementos, **660**-61
Sistemática, nomenclatura, 190
Sobresaturadas, disoluciones, 428, **429**-30
Sodio (Na), propiedades de, 143
Sodio, cloruro de (sal), 55-56
  calor específico de, 73
  calores de fusión o solidificación de, 372
  formación de, 143
  propiedades de, 143
Sodio, cromato de, 159
Sodio, hidróxido de, 472
Sodio, hipoclorito de, 198
Sodio, nitrato de, 196
Sodio, nitrito de, 196
Sodio, sulfato de, 172
Sol y luz solar, 174-175, 585, 671
  esmog fotoquímico y, 628-29
Solidificación, calor de, **372**
Sólido, aerosol, 449-50
Sólidos, 60, **368**-74
  amorfos, **369**
  calor de fusión, **371**-72, 375
  calor de solidificación (cristalización), **372**
  cristalinos, **369**
  densidad relativa, 45
  deposición **374**
  propiedades, 368, 369
  punto de congelación, **370**-71
  punto de fusión, 369, **370**-71
  purificación, 430-31
  símbolo, 250-51
  solubilidad, 426
  sublimación, **373**-74
  teoría cinética, 368
  transformación de la energía calórica, 374-78
Solubilidad
  de sustancias inorgánicas en el agua, 265-269
  factores que afectan la, 423-28
Solubilidad, constante del producto de, **565**
Solubilidad, equilibrio, 565-568
Soluto, **421**
  propiedades de, 424-25
Stock, sistema de nomenclatura, 194, 195
Strassman, Fritz, 668
Subatómicas, partículas, **94**. *Véase también* Electrones; Neutrones; Protones
Sublimación, **373**-74
Subniveles
  arreglo electrónico, en, 103-109
  configuraciones electrónicas de los elementos, demostración, 702-09
Sulfatos, solubilidad en agua, 266
Sulfúrico, ácido, 493-94, 532-33
  densidad relativa, 45
Sulfuros, solubilidad en agua, 266
Superconductoras, cerámicas, 214-15
Superconductividad, 214-15
Superficial, tensión, **366**-67
Suspensiones, *Véase también* Coloides; disoluciones
Sustancias
  anfótera, **471**, 473
  composición, **5**
  delicuescentes, **403**
  eflorescentes, **402**-3
  higroscópicas, **403**
  puras, 61, **62**
  calor específico 73
  propiedades y cambios, 67-70
Sustitución, reacciones de, **262**-65, 272, 602, 615
Sustituyentes, grupos, 596, 611-12
Sustracción
  con calculadora, 694-95
  de números exponenciales, 35
  redondeo, 29
Szent-Gyorgi, Albert von, 8
Szilard, Leo, 668, 669

T

Tecnecio (Tc), 683-84
Teflón, 605-606
Temperatura y presión normales (TPN), **224**
Temperatura, **20**, 23
  cambio, volumen de gas y, 326-30
  conversiones, 41-42
  de los planetas, 175
  medición, 23-24
  presión de los gases y, 330-31
  principio de Le Châtelier y, 555-56
  solubilidad y, 425, 426, 427, 428
  temperatura y presión normales (TPN), **224**
  volumen y, 326-30
Teórico, rendimiento, **296**
Terciarias, aminas, 624
Térmica, inversión, 628-29
Termonuclear, bomba, 671
Ternarios, compuestos, **171**-172, **195**
  nomenclatura, 195-97
    compuestos que contienen halógeno, 197-98
tetra-, prefijo, 191
Tetraédrica, geometría, 588-89, 590
Tetraédricas, moléculas, 163-164
Thomsen, Julius, 121
Thomson, sir, J. J., 94
Thomson, William, 24
Three Mile Island, incidente, 663, 674
Titulaciones, **477**-481
Torr (unidad de presión), 323
Torricelli, Evangelista, 322
Transgénicos, alimentos, 246
Transición, elementos de, **123**
Transuranidos, los elementos, **660**
Traza, gases en la atmósfera, 346-47
tri- prefijo, 191
Trigonales, moléculas planares, 162-163
Triples enlaces, **156**, 607
Tritio, 671, 675
Tropopausa, 48
Troposfera, 48
Truman, Harry S., 669
Turbina de reactor nuclear, 672-73
Tyndall, efecto de, 450
Tyndall, John, 450

U

Unidades suplementarias, 688
Unidades, 20, 323
  interconversión de, 688-92
    en el Sistema Internacional de Unidades (SI), 688
    unidades basadas en el sistema inglés, 689
Uranio-235, 666, 672, 673

V

Valencia, electrones de, **101**, 138
Valencia, repulsión del par de electrones de la capa de, (RPECV) modelo, 161
Vapor, presión de, **362**
  del agua, 705
Vida media, **661**-662
Viscosidad, **367**
Volta, Alessandro, 526
Voltaicas (galvánicas), celdas, **526**-31
  primarias, **527**-28
  secundarias, **527**, 529-31
Volumen, **20**
  combinación, ley de Gay-Lussac, **301**-04
  de gases, cambio de temperatura y, 326-30
  de líquidos, 360
  de sólidos, 368
  molar, **224**-26
  porcentaje por, 432
  sistema inglés de medidas, 22
  temperatura y, 330-34
  unidades métricas, 22
Volumen-volumen, problemas estequiométricos, 301-304

W

Watson, James, 8
Woodward, Robert, 8

X

Xenón (Xe), 49

Tabla de Masas Atómicas Aproximadas

Elemento	Símbolo	Número Atómico	Masa atómica[a] (uma)
Actinio	Ac	89	(227)
Aluminio	Al	13	27.0
Americio	Am	95	(243)
Antimonio	Sb	51	121.8
Argón	Ar	18	39.9
Arsénico	As	33	74.9
Astatino	At	85	(210)
Bario	Ba	56	137.3
Berquelio	Bk	97	(247)
Berilio	Be	4	9.0
Bismuto	Bi	83	209.0
Boro	B	5	10.8
Bromo	Br	35	79.9
Cadmio	Cd	48	112.4
Calcio	Ca	20	40.1
Californio	Cf	98	(251)
Carbono	C	6	12.0
Cerio	Ce	58	140.1
Cesio	Cs	55	132.9
Cloro	Cl	17	35.5
Cromo	Cr	24	52.0
Cobalto	Co	27	58.9
Cobre	Cu	29	63.5
Curio	Cm	96	(247)
Disprosio	Dy	66	162.5
Einstenio	Es	99	(254)
Elemento 110	—	110	(269)
Elemento 111	—	111	(272)
Erbio	Er	68	167.3
Europio	Eu	63	152.0
Fermio	Fm	100	(257)
Flúor	F	9	19.0
Francio	Fr	87	(223)
Gadolinio	Gd	64	157.2
Galio	Ga	31	69.7
Germanio	Ge	32	72.6
Oro	Au	79	197.0
Hafnio	Hf	72	178.5
Hahnio[b]	Ha	105	(262)
Hassio[b]	Hs	108	(265)
Helio	He	2	4.0
Holmio	Ho	67	164.9
Hidrógeno	H	1	1.0
Indio	In	49	114.8
Yodo	I	53	126.9
Iridio	Ir	77	192.2
Hierro	Fe	26	55.8
Kriptón	Kr	36	83.8
Lantano	La	57	138.9
Laurencio	Lr	103	(257)
Plomo	Pb	82	207.2
Litio	Li	3	6.9
Lutecio	Lu	71	175.0
Magnesio	Mg	12	24.3
Manganeso	Mn	25	54.9
Meitnerio[b]	Mt	109	(266)
Mendelevio	Md	101	(256)
Mercurio	Hg	80	200.6
Molibdeno	Mo	42	95.9
Neodimio	Nd	60	144.2
Neón	Ne	10	20.2
Neptunio	Np	93	(237)
Níquel	Ni	28	58.7
Nielsbohrio[b]	Ns	107	(262)
Niobio	Nb	41	92.9
Nitrógeno	N	7	14.0
Nobelio	No	102	(255)
Osmio	Os	76	190.2
Oxígeno	O	8	16.0
Paladio	Pd	46	106.4
Fósforo	P	15	31.0
Platino	Pt	78	195.1
Plutonio	Pu	94	(244)
Polonio	Po	84	(209)
Potasio	K	19	39.1
Praseodimio	Pr	59	140.9
Prometio	Pm	61	(145)
Protactinio	Pa	91	(231)
Radio	Ra	88	(226)
Radón	Rn	86	(222)
Renio	Re	75	186.2
Rodio	Rh	45	102.9
Rubidio	Rb	37	85.5
Rutenio	Ru	44	101.1
Rutherfordio[b]	Rf	104	(261)
Samario	Sm	62	150.4
Escandio	Sc	21	45.0
Seaborgio[b]	Sg	106	(263)
Selenio	Se	34	79.0
Silicio	Si	14	28.1
Plata	Ag	47	107.9
Sodio	Na	11	23.0
Estroncio	Sr	38	87.6
Azufre	S	16	32.1
Tantalio	Ta	73	180.9
Tecnecio	Tc	43	(97)
Telurio	Te	52	127.6
Terbio	Tb	65	158.9
Talio	Tl	81	204.4
Torio	Th	90	232.0
Tulio	Tm	69	168.9
Estaño	Sn	50	118.7
Titanio	Ti	22	47.9
Tungsteno	W	74	183.8
Uranio	U	92	238.0
Vanadio	V	23	50.9
Xenón	Xe	54	131.3
Yterbio	Yb	70	173.0
Ytrio	Y	39	88.9
Zinc	Zn	30	65.4
Zirconio	Zr	40	91.2

[a] Basado en el valor asignado a la masa atómica relativa del ^{12}C = exactamente 12 uma; los paréntesis indican el número de masa del isótopo que tiene vida media más larga.

[b] La Sociedad Química Estadounidense (ACS) recomendó los nombres y los símbolos. La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) recomendó los siguientes nombres y símbolos que difieren: 104 (Dubnio, Db); 105 (Joliotio, Jl); 106 (Rutherfordio, Rf); 107 (Bohrio, Bh); 108 (Hahnio, Hn).

Universidad Pedagógica Nacional
Francisco Morazán
Programa de formación continua para
docentes de educación básica en servicio

Manual para desarrollar con éxito el curso de química general

Compilación y adaptación para el programa de formación continua

Por

Camila Zúñiga Maradiaga
Lilian Yolibeth Oyuela Sánchez

Tegucigalpa M.D.C., Honduras, 2004

PRESENTACIÓN

El presente *Manual para desarrollar con éxito el curso de química general* para aprender los fundamentos de química es una recopilación de varias actividades experimentales adaptadas a las condiciones de nuestros docentes del Sistema que utiliza el Programa de Formación Continua para Docentes de Educación Básica en Servicio, que estudian la Carrera de Profesorado de Educación Básica I y II Ciclos en el Grado de Licenciatura y del material disponible en las comunidades en las cuales desarrollan labor docente.

Algunas de estas actividades son el producto de la experiencia que hemos incorporado a lo largo de nuestra docencia; al parecer son de carácter sencillo, pero son fundamentales para entender los fenómenos químicos y para poder dar explicaciones científicas a los mismos.

El realizar actividades experimentales es de suma importancia para la adquisición de conocimientos y el desarrollo de habilidades tanto de observación como de la experimentación misma, las cuales ayudan a mejorar el aprendizaje.

Para obtener el éxito deseado, es necesario que realices las actividades experimentales programadas con un amplio sentido de responsabilidad, dedicación y perseverancia. Conviene discutir cada una de ellas en el aula para que se enriquezcan y puedas generar actitudes positivas para la resolución de problemas relacionados.

Agradeceremos las sugerencias que nos puedas brindar con el propósito de mejorar nuestro trabajo.

Te deseamos éxitos en el aprendizaje de la química.

Las autoras

Contenido

Presentación 749

MATERIAL DE USO FRECUENTE EN EL LABORATORIO 755

Normas de sentido común 757

Normas personales 757

Normas referentes al orden 757

Normas referentes a la utilización de productos químicos 757

Normas referentes a la utilización del material de vidrio 758

Normas referentes a la utilización de balanzas 758

Normas referentes a la utilización de gas 758

Sustancias químicas peligrosas 758

UNIDAD I: MATERIA Y ENERGÍA 760

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 1: Sólido, líquido, gas 760

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 2: Propiedades de una sustancia 760

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 3: Sustancias puras y mezclas 761

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 4: Ley de conservación de la masa 762

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 5: Ley de conservación de la energía 762

UNIDAD II: ELEMENTOS Y ÁTOMOS 765

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 6: Conocer nuestros materiales 765

UNIDAD III: PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS 766

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 7: La tabla periódica, una tabla chismosa 766

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 8: Al descubrimiento de las características de los metales y los no metales 768

UNIDAD III: PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS. (*Continuación)* 769

UNIDAD IV: FUNDAMENTOS DE LA DISTRIBUCIÓN DE LOS ELECTRONES EN LOS ÁTOMOS 769

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 9: El átomo tiene sus secretos 769

UNIDAD V: ENLACES QUÍMICOS 772

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 10: Uniones o enlaces químicos 772

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM: 11: Propiedades de los compuestos iónicos y covalentes 775

UNIDAD VI: REACCIONES QUÍMICAS 781

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 12: Los materiales son diversos 781

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 13: Reacciones de adición o de síntesis 783

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 14: ¿Sabes por qué el agua oxigenada se guarda en recipientes oscuros? 784

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 15: Identificación de cloruros en las disoluciones 784

UNIDAD VII: NOMBRES FÓRMULAS 785

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 16: El juego de la nomenclatura 785

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 17: Elaboración de un haz de naipes 788

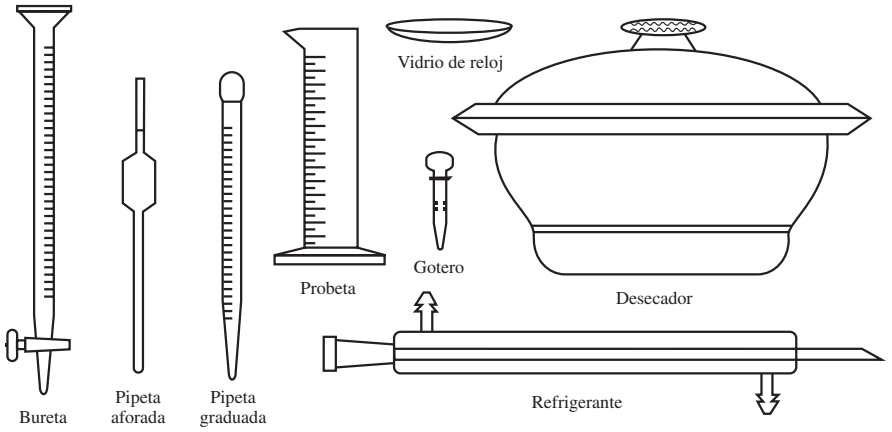
ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 18: Preparación de un indicador ácido-base 790

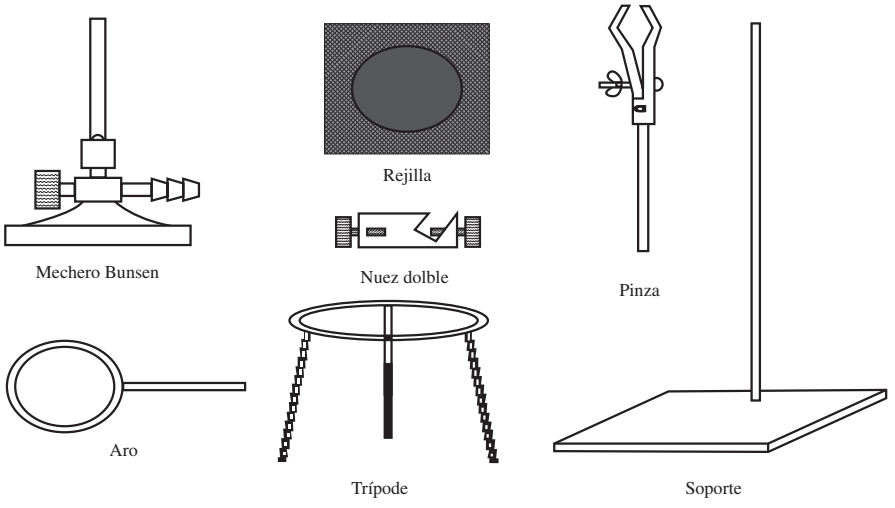
ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 19: Neutralizar ácidos y bases con el uso de un indicador 791

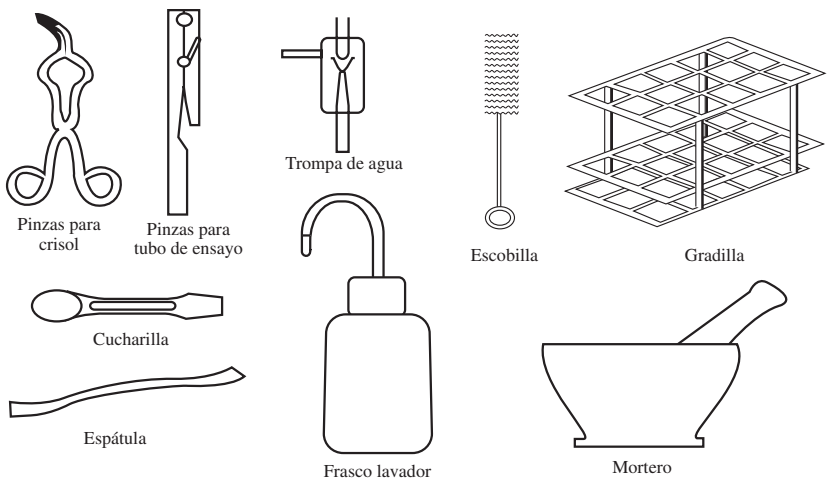
BIBLIOGRAFÍA 792

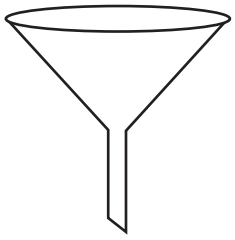
✓ Material de uso frecuente en el laboratorio

A continuación se presentan los materiales más usados en el laboratorio de química. Localiza cada uno de ellos, dibújalo e indica cuál es su utilidad.

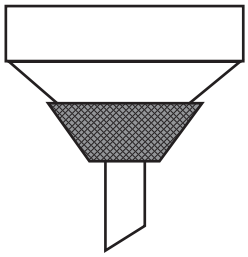




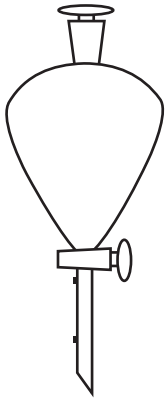




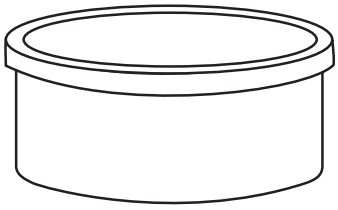
Embudo



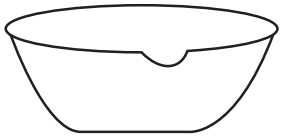
Embudo Buchner



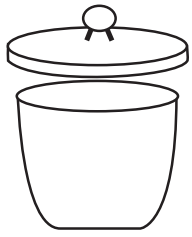
Embudo de decantación



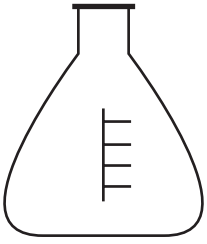
Cristalizador



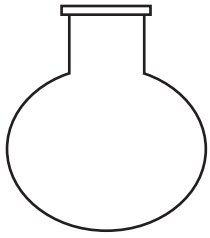
Cápsula de porcelana



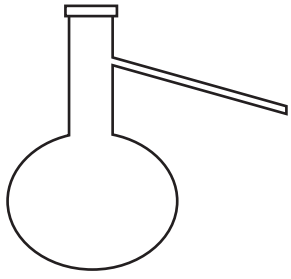
Crisol



Matraz Erlenmeyer

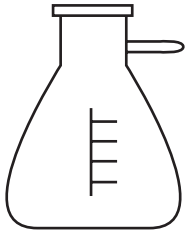


Matraz de fondo redondo

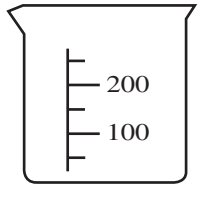


Matraz de destilación

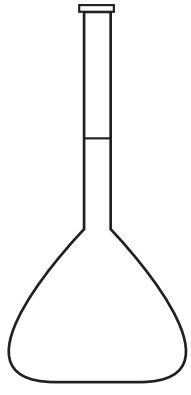
Tubo de ensayo



Matraz Kitasato



Vaso de precipitados



Matraz aforado

Normas de sentido común

Antes de iniciar una operación experimental, conoce las normas de seguridad y los procedimientos que se apliquen al proceso experimental a realizar y las sustancias químicas involucradas.

Conoce la localización y el funcionamiento del equipo de emergencia.

No fumes en laboratorios o áreas donde las sustancias químicas son utilizadas o almacenadas.

Si dejas una operación sin atender por un período de tiempo, deja las luces del laboratorio encendidas, deja una nota y toma las precauciones necesarias mientras estás ausente.

Notifica inmediatamente a tu maestro o supervisor si sufriste algún accidente (salpicadura de alguna sustancia, quemadura, cortada, etc.), para su pronta atención.

No juegues en el laboratorio ni permitas que tus compañeros lo hagan.

Normas personales

1. Cada grupo se responsabilizará de su zona de trabajo y de su material.
2. La utilización de una bata es muy conveniente, ya que evita que lleguen a la piel posibles proyecciones de sustancias químicas.
3. Es muy aconsejable, si se tiene el cabello largo, llevarlo recogido o metido en la ropa, así como evitar el uso de colgantes.
4. En el laboratorio no se podrá fumar ni ingerir bebidas ni alimentos.

Normas referentes al orden

1. Las sustancias tóxicas permanecerán en un armario con llave.
2. Es imprescindible la limpieza del laboratorio, de su instrumental y los utensilios, así como que esté ordenado.
3. En las mesas de laboratorio o en el suelo, no pueden depositarse prendas de vestir, apuntes, etc., que pueden entorpecer el trabajo.

Normas referentes a la utilización de productos químicos

1. Antes de utilizar un determinado compuesto, asegúrate bien de que es el que se necesita; para ello se leerá, si es preciso un par de veces, el rótulo que lleva el frasco.
2. Como regla general, no debe cogerse ningún producto químico. El profesor los proporcionará.
3. No devolver nunca a los frascos de origen los sobrantes de los productos utilizados sin consultar al profesor.
4. Es de suma importancia que cuando los productos químicos de desecho se viertan en las pilas de desagüe, aunque estén debidamente neutralizados, enseguida circule por el mismo abundante agua.
5. No tocar con las manos, y menos con la boca, los productos químicos.
6. No pipetear con la boca los productos abrasivos. Utilizar la bomba manual o una jeringuilla.
7. Los ácidos requieren un cuidado especial. Cuando deban ser diluidos, nunca se echará agua sobre ellos; siempre al contrario, es decir, ácido sobre el agua.

8. Los productos inflamables no deben estar cerca de fuentes de calor, como estufas, hornillos, radiadores, etc.
9. Cuando se vierta cualquier producto químico debe actuarse con rapidez, pero sin precipitación.
10. Si se vierte sobre ti cualquier ácido o producto corrosivo, lávate inmediatamente con mucha agua y avisa al profesor.
11. Al preparar cualquier disolución, se colocará en un frasco limpio y convenientemente rotulado.

Normas referentes a la utilización del material de vidrio

1. Cuidado con los bordes y puntas cortantes de tubos u objetos de vidrio. Alisarlos al fuego. Mantenerlos siempre lejos de los ojos y de la boca.
2. El vidrio caliente no se diferencia a simple vista del vidrio frío. Para evitar quemaduras, dejarlo enfriar antes de tocarlo (sobre ladrillo, arena, planchas de material aislante...).
3. Las manos se protegerán con guantes o trapos cuando se introduzca un tapón en un tubo de vidrio.

Normas referentes a la utilización de balanzas

1. Cuando se determinen masas de productos químicos con balanzas, se colocará papel de filtro sobre los platos de la misma y, en ocasiones, será necesario el uso de un "vidrio de reloj" para evitar el ataque a los platos por parte de sustancias corrosivas.
2. Se debe evitar cualquier perturbación que conduzca a un error, como vibraciones debidas a golpes, aparatos en funcionamiento, soplar sobre los platos de la balanza, etc.

Normas referentes a la utilización de gas

1. El uso del gas butano requiere de un cuidado especial: si se advierte su olor, se debe cerrar la llave y avisar al profesor.
2. Si se vierte un producto inflamable, debe cortarse inmediatamente la llave general de gas y ventilar muy bien el local.

Sustancias químicas peligrosas

Las sustancias químicas se clasifican, en función de su peligrosidad, en:

- **Explosivos.** Sustancias y preparados que pueden explosionar bajo el efecto de una llama.
- **Comburentes.** Sustancias y preparados que, en contacto con otros, particularmente con los inflamables, originan una reacción fuertemente exotérmica.
- **Extremadamente inflamables.** Sustancias y productos químicos cuyo punto de ignición sea inferior a 0°C, y su punto de ebullición inferior o igual a 35°C.
- **Fácilmente inflamables.** Se definen como tales:

— Sustancias y preparados que, a la temperatura ambiente, en el aire y sin aporte de energía, puedan calentarse e incluso inflamarse.

— Sustancias y preparados en estado líquido con un punto de ignición igual o superior a 0°C e inferior a 21°C.

— Sustancias y preparados sólidos que puedan inflamarse fácilmente por la acción breve de una fuente de ignición y que continúen quemándose o consumiéndose después del alejamiento de la misma.

— Sustancias y preparados gaseosos que sean inflamables en el aire a presión normal.

— Sustancias y preparados que, en contacto con el agua y el aire húmedo, desprendan gases inflamables en cantidades peligrosas.

- **Inflamables.** Sustancias y preparados cuyo punto de ignición sea igual o superior a 21°C e inferior a 55°C.
- **Muy tóxicos.** Sustancias y preparados que por inhalación, ingestión o penetración cutánea puedan entrañar riesgos graves, agudos o crónicos e, incluso, la muerte.
- **Nocivos.** Sustancias y preparados que por inhalación, ingestión o penetración cutánea puedan entrañar riesgos de gravedad limitada.
- **Corrosivos.** Sustancias y preparados que en contacto con los tejidos vivos puedan ejercer sobre ellos una acción destructiva.
- **Irritantes.** Sustancias y preparados no corrosivos que por contacto inmediato, prolongado o repetido con la piel o mucosas pueden provocar una reacción inflamatoria.
- **Peligrosos para el medio ambiente.** Sustancias y preparados cuya utilización presente pueda presentar riesgos inmediatos o diferidos para el medio ambiente.
- **Carcinógenos.** Sustancias y preparados que por inhalación, ingestión o penetración cutánea puedan producir cáncer o aumento de su frecuencia.
- **Teratogénicos.** Sustancias y preparados que por inhalación, ingestión o penetración cutánea puedan inducir lesiones en el feto durante su desarrollo intrauterino.
- **Mutagénicos.** Sustancias y preparados que por inhalación, ingestión o penetración cutánea puedan producir alteraciones en el material genético de las células.

Algunas de estas sustancias se identifican en las etiquetas de los productos químicos mediante un símbolo o pictograma, de manera que se capte la atención de quien va a utilizar la sustancia.

EXPLOSIVO COMBURENTE TÓXICO IRRITANTE INFLAMABLE CORROSIVO

Unidad I: Materia y energía (1 y $\frac{1}{2}$ fines de semana)

- Concepto de materia.
- La materia tiene fases. Características de cada una de ellas.

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 1

Sólido, líquido, gas

OBJETIVOS:

1. Identificar algunos materiales en sus fases físicas y sus cambios en la naturaleza.

MATERIALES:

Equipo: mechero con alcohol o estufa, fósforos, cuchara, frasco de vidrio con tapadera, ollita para calentar (baño María).
Sustancias y reactivos: bolitas de naftalina, agua.

FUNDAMENTO TEÓRICO, PROCEDIMIENTO Y ANÁLISIS DE RESULTADOS:

Todas las sustancias comunes se encuentran en alguno de estos tres estados:

- Sólidos como un trozo de madera, un cubito de hielo, una piedra.
- Líquidos como el agua, el alcohol, la nafta.
- Gases como el aire (que es principalmente una mezcla de dos gases: oxígeno y nitrógeno), el gas que usamos para cocinar, el anhídrido carbónico (que le da las burbujas a las bebidas gaseosas).

Las sustancias puras pueden pasar de un estado al otro, según la temperatura. Si ponemos unos cubos de hielo (agua sólida) en una olla y los calentamos, se funden (pasan a agua líquida) y finalmente el agua hierve y se evapora (pasa a vapor de agua, un gas). Si ponemos una cuchara fría sobre el vapor de agua, esta condensará nuevamente a agua líquida. Pero algunas sustancias prefieren pasar directamente del sólido al gas, sin pasar por el líquido (eso se llama *sublimación*).

Para ver ese fenómeno, hagamos el siguiente **experimento**:

Colocar en un frasco de vidrio (de café, mermelada, etc.) una bolita de naftalina (la que se usa para combatir las polillas). Tapar el frasco y calentar en una ollita que contenga un poco de agua (a baño María). Poner un paño humedecido con agua para enfriar la parte superior del frasco cuando el agua esté bastante caliente (unos 80ºC), y mantenerlo durante cinco o 10 minutos. En la parte fría del frasco se habrán formado cristalitos brillantes de naftalina, como pequeñas hojitas.

Observa y describe con tus palabras lo que viste.

¿Qué forma tienen los cristales de naftalina condensada? ¿Qué hizo que se volviera sólido el material? ¿Pueden los gases volverse líquidos? ¿Cómo?

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 2

Propiedades de una sustancia

OBJETIVOS:

1. Identificar las propiedades físicas y químicas de los materiales más comunes en la naturaleza y en el entorno, y con los cuales se relacionan nuestros niños y niñas.

MATERIALES:
Equipo: mechero con alcohol, fósforos, recipientes variados.
Sustancias y reactivos: sal de cocina, azúcar, alcohol, y otras.

PROCEDIMIENTO Y ANÁLISIS DE RESULTADOS:
Utilizar una sustancia que se tenga al alcance y que no sea tóxica, por ejemplo la sal común.

A. PROPIEDADES FÍSICAS	B. PROPIEDADES QUÍMICAS
1. *Color:*	1. *Arde en el oxígeno produciendo una llama de color:*
2. *Fase física a la temperatura ambiente:*	2. *Reacciona con el nitrato de plata formando:*
3. *Fragilidad:*	3. *¿Se descompone cuando se calienta o se deja al aire libre?*
4. *Conductibilidad:*	
5. *Soluble en algún líquido:*	
6. *Insoluble en algún líquido:*	
7. *Su olor es:*	
8. *Su sabor es:*	

- Elementos y compuestos.
- Sustancias puras y mezclas. Características.

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 3

Sustancias puras y mezclas

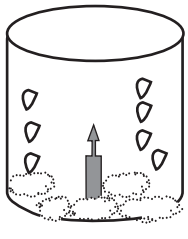
OBJETIVOS:

1. Reconocer en el CO_2 la propiedad de extinguir el fuego.

MATERIALES:
Equipo: Cuchara, vela, fósforos y un recipiente.
Sustancias y reactivos: Bicarbonato de sodio, vinagre.

PROCEDIMIENTO Y ANÁLISIS DE RESULTADOS:
Colocar la vela en el recipiente, sujetarla con su propia cera. Encenderla y agregar en el recipiente dos cucharadas de bicarbonato y vinagre con cuidado para no apagar la llama. Si la vela no se apaga, añadir un poco más de vinagre y de bicarbonato.

¿QUÉ SUCEDE?: La reacción química entre el bicarbonato (una base) y el vinagre (ácido débil) produce dióxido de carbono. Como es más pesado que el aire, el dióxido de carbono, llena el recipiente.



- Ley de conservación de la masa.
- Ley de conservación de la energía.

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 4

Ley de conservación de la masa

OBJETIVOS:

1. Verificar que después de un proceso físico o químico la masa y la energía se conservan.

MATERIALES:

Equipo: Cazo pequeño, fuente de calor, tapa grande para el cazo.
Sustancias y reactivos: Disolución salina.

FUNDAMENTO TEÓRICO, PROCEDIMIENTO Y ANÁLISIS DE RESULTADOS:

Verter en el cazo una disolución salina, previamente preparada mezclando una cucharadita de sal de cocina con tres cucharadas grandes de agua. Colocar sobre el fuego el cazo tapado con una tapa grande inclinada (para que el vapor de agua que aparece al calentarla caiga y se condense sobre un plato y pueda recogerse). Calentar hasta que toda el agua se evapore y el agua que se condensa en la tapa caiga al plato. Recoge la sal restante y compara con la cantidad inicial de sal que tenías al principio.

¿QUÉ SUCEDE?: Observa y describe con tus palabras lo que viste.

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 5

Ley de conservación de la energía

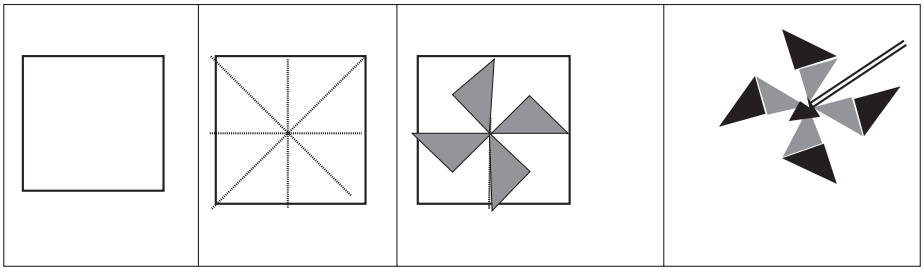
IDENTIFICACIÓN DE ALGUNOS TIPOS DE ENERGÍA Y SUS TRANSFORMACIONES

OBJETIVOS:

1. Identificar diferentes formas de energía y sus transformaciones.

MATERIALES:

Equipo: Lupa, lámpara de baterías, hoja de papel, vidrio plano, estufa pequeña, recipiente con agua para hervir, rehilete con alambre.



FUNDAMENTO TEÓRICO

La energía es una manifestación de la materia y, dicho en forma sencilla, puede considerarse como la capacidad para realizar un trabajo. Se dice que un cuerpo tiene energía en tanto que efectúa un trabajo. Se puede decir que la energía se encuentra en todas partes: en los seres vivos, en los alimentos, en el agua, en el viento, etc. Presenta diversos tipos o formas, algunas de las cuales son las siguientes:

- **Energía potencial**
- **Energía cinética**

- **Energía térmica**
- **Energía calorífica**
- **Energía eléctrica**
- **Energía luminosa**
- **Energía química**
- **Energía atómica o nuclear**

Una forma de energía puede convertirse en otras. Por ejemplo, cuando se quema un combustible, como el gas, la energía química de éste se transforma en energía calorífica que, aplicada al agua, evapora el líquido. La conversión de una forma de energía en otra, es utilizada por el hombre para su beneficio.

La vida depende en gran medida de la energía. Por ello, el hombre está en constante búsqueda de formas de energía que le sean útiles y no produzcan daños al ambiente.

PROCEDIMIENTO Y ANÁLISIS DE RESULTADOS:

Colocar en un vidrio un pedazo de papel y concentrar con ayuda de la lupa los rayos luminosos del Sol en un punto sobre la hoja de papel. Al cabo de unos minutos, observa.

a) ¿Qué sucedió? _____

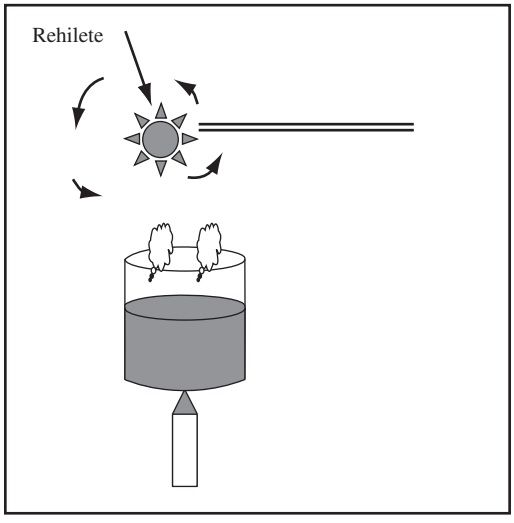
b) ¿Qué tipo de energía se aplicó? _____

c) ¿En qué tipo de energía se convirtió? _____

d) ¿Qué utilidad se puede obtener con esa transformación de energía? _____

_____

Hervir agua en un recipiente resistente al calor. Sujetar el rehilete al soporte con un alambre, de tal forma que quede encima del recipiente, como se muestra en la figura.



a) ¿Qué sucede con el rehilete?

_____

_____

_____

b) ¿Por qué?

_____

_____

_____

Completa el siguiente cuadro:

APARATO	TIPO DE ENERGÍA QUE LOS HACE FUNCIONAR	TRABAJO QUE PRODUCE	¿CÓMO FUNCIONA?
Estufa de gas			
Licuadora			
Lámpara de baterías			

INVESTIGACIÓN PARA REFORZAR EL TÓPICO DE ENERGÍA

Realizar una investigación sobre una fuente de energía (geotérmica, solar, del petróleo, etc.) y un reporte escrito. Los puntos que deben desarrollarse en el trabajo son los siguientes:

- De dónde proviene
- Cómo se obtiene
- En qué se utiliza
- Qué consecuencias (ventajas y desventajas) conlleva su uso

EJERCICIOS DE FIN DE UNIDAD:

Los que el profesor señale. (No más de cinco por unidad).

UNIDAD II: Elementos y átomos (1 y $\frac{1}{2}$ fines de semana)

- Elementos: Teoría antigua y moderna.
- Nombres y símbolos.

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 6

Conocer nuestros materiales

OBJETIVOS:

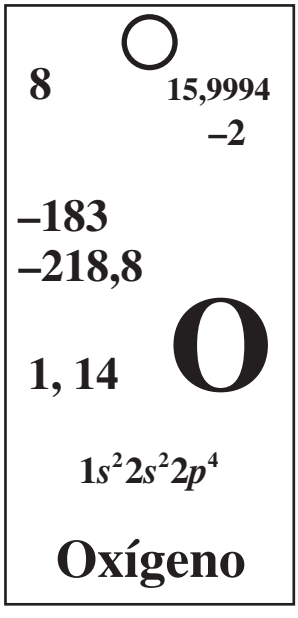
1. Analizar las características de los materiales que se presentan en la tabla periódica.

MATERIALES:

Equipo: Cartoncillo, marcador indeleble de punta fina, hilo grueso.

PROCEDIMIENTO:

Solicitamos que realices esta actividad utilizando el libro de texto de química que el P. F. C. ha seleccionado, no sin dejar de recordarte que cada actividad debe ser como un motivo de estudio para ti mismo. NO PERMITAS QUE NADIE TE HAGA EL TRABAJO, EXCEPTO LOS CORTES EN MADERA, SI ES NECESARIO, porque será evaluado en una forma muy particular.



1. Elabora el doble de tarjetas del número de celdas que tiene el esquema de la tabla periódica (da un tamaño menor a cada celda).

2. Escribe en el primer juego de tarjetas la información básica de cada uno de los elementos, tal como se le presenta en el ejemplo de la izquierda para el oxígeno.

3. En las otras tarjetas, pega descripciones de los elementos. Se te sugiere, a manera de ejemplo, utilizar el módulo que se presenta y que tiene información del elemento oxígeno.

ADVERTENCIA: LA INFORMACIÓN PUEDE SER MAYOR QUE ÉSTA, PERO NO MENOR.
H, He, C, N, F, Mg, Al, P, S, Cl, Ca, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Br, I, Ag, Sn, Ir, Pt, Au, Pb, Ra, U, Hg.

<table>
<tr><th colspan="6">DESCRIPCIÓN</th></tr>
<tr><td colspan="2">Nombre</td><td colspan="2">Oxígeno</td><td>Símbolo</td><td>O</td></tr>
<tr><td colspan="2">Número atómico</td><td colspan="2">8</td><td>Peso atómico</td><td>15,9994</td></tr>
<tr><td colspan="2">Propiedades electrónicas</td><td colspan="2">Propiedades químicas</td><td colspan="2">Propiedades físicas</td></tr>
<tr><td>Valencia</td><td>−2</td><td rowspan="2">Forma compuestos como el agua, H_2O, y la sílica, SiO_2. Componente principal de la arena. De los compuestos que contienen más de dos elementos, los más abundantes son los silicatos, que constituyen la mayor parte de las rocas y suelos. Otros compuestos que abundan en la naturaleza son el carbonato de calcio (caliza y mármol), sulfato de calcio (yeso), óxido de aluminio (bauxita) y varios óxidos de hierro, que se utilizan como fuente del metal.</td><td>Densidad (g/mL)</td><td>1,14</td></tr>
<tr><td>Estructura atómica</td><td>$1s^2 2s^2 2p^4$</td><td>Punto de ebullición °C

Punto de fusión °C</td><td>−183

−218,8</td></tr>
<tr><td colspan="6">Importancia para la humanidad</td></tr>
<tr><td colspan="6">Producción de sustancias químicas, usos médicos y como comburentes</td></tr>
</table>

EJERCICIOS DE FIN DE UNIDAD: Ejercicios los que el profesor señale. (No más de 10 por unidad).

UNIDAD III: Propiedades periódicas de los elementos ($\frac{1}{2}$ fin de semana).

- El problema del surgimiento de la tabla periódica.
- Características de los elementos presentadas en la tabla periódica.
- Grupos, períodos, metales de transición y elementos transuránidos.
- La tabla periódica de los elementos. (Metales, no metales, elementos diatómicos, metaloides).

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 7

La tabla periódica, una tabla chismosa

OBJETIVOS:

1. Elaborar una tabla periódica de los elementos identificando en ella los elementos más comunes en la comunidad.
2. Analizar las características de los elementos que se presentan en la tabla periódica.

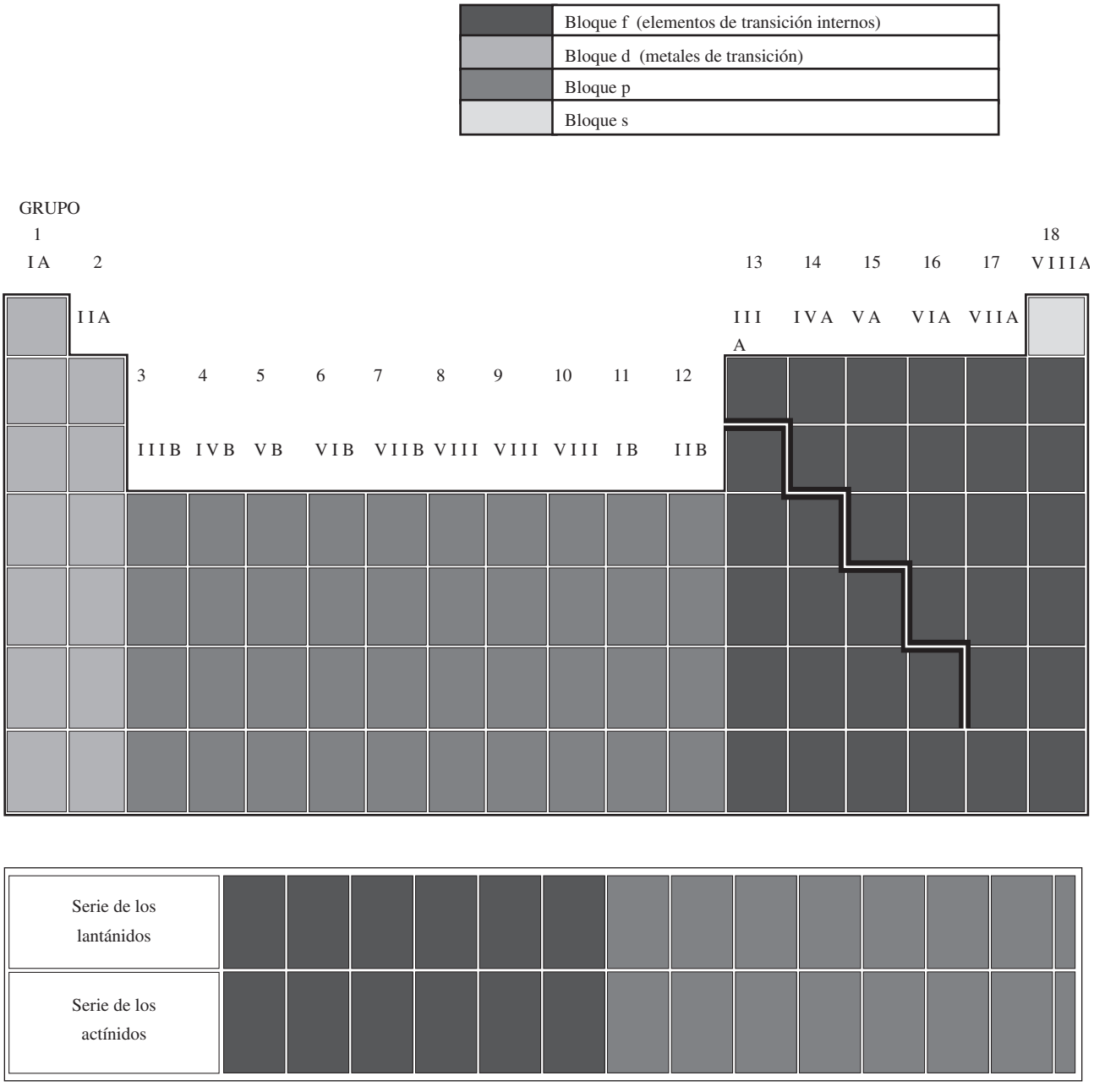
MATERIALES:

Equipo: Tabla de Palywood, marcador indeleble de punta gruesa, regla.

PROCEDIMIENTO:

Si en el curso anterior, no elaboraste una tabla periódica, házlo ahora de un tamaño suficiente para poder manipularla y jugar con ella. Deja cada celda en blanco. Una similar se presenta al reverso de esta página. **Utiliza el modelo que se presenta.**

Esquema de una tabla periódica de los elementos



- Propiedades físicas de los elementos: conductividad, estado físico, lustre, maleabilidad, ductibilidad y dureza.

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 8

Al descubrimiento de las características de los metales y los no metales

OBJETIVOS:

1. Identificar las propiedades de los materiales metálicos y no metálicos al estado natural y bajo los efectos del calor.

MATERIALES:

Equipo: Utensilios hechos de diferentes materiales, como plata, acero, cobre, plástico, madera (cucharas o tenedores). Un frasco o un vaso resistente al calor.
Sustancias y reactivos: Agua caliente, un poquito de margarina o manteca sólida congelada y varios objetos pequeños (frijoles congelados, granos de maíz o pasa de uva).

PROCEDIMIENTO:

Presionar y fijar al extremo de cada utensilio una pequeña porción de margarina. Es necesario asegurarse de que cuando los utensilios estén erectos, la margarina esté a la misma altura en cada uno, y tratar de no derretir la margarina mientras se trabaja con ella. Colocar un frijol, o cualquier objeto de tu elección, en la manteca. Mantener erectos los utensilios en el frasco (apoyados en el borde) de modo que no se toquen. Verter agua caliente en el frasco hasta 6 cm por debajo de las porciones de la margarina.

Observa los utensilios durante varios minutos. ¿Qué sucede?

Haz una gráfica anotando el material de cada utensilio y el orden en que los frijoles cayeron al agua. ¿Cuál esperabas que cayera primero? ¿Cuál lo hizo realmente?

¿Qué puedes decir de las propiedades de conducción del calor de los metales y de los no metales?

La tabla siguiente muestra otras propiedades de estos materiales.

METALES	NO METALES
Alta conductividad eléctrica que disminuye al aumentar la temperatura	Baja conductividad eléctrica (excepto para el C como grafito)
Alta conductividad térmica	Buenos aislantes del calor
Brillo gris metálico (excepto Au y Cu)	Sin brillo metálico
Son sólidos (excepto el mercurio que es líquido)	Sólidos (50%), y gases (50%) y uno líquido: el bromo
Maleables (pueden laminarse)	Frágiles en estado sólido
Dúctiles	No dúctiles

En general, se pueden clasificar los elementos en tres tipos:

- Metales
- No-metales
- Metaloides.

El carácter metálico aumenta de arriba abajo y de izquierda a derecha con respecto a la posición en la tabla periódica.

Lo tabla periódica está formada por 118 elementos, la mayoría son metales (90 metales, 17 no metales y 8 metaloides).

Las propiedades de metales y no metales son distintas, como se puede ver en la tabla anterior.

UNIDAD III: Propiedades periódicas de los elementos. *Continuación* (1 y $\frac{1}{2}$ visita)

- Los átomos. De Demócrito a Dalton.
- La teoría atómica de Dalton.
- Átomos y partículas subatómicas (electrones, protones y neutrones, iones, isótopos y número atómico).
- Masas atómicas de los elementos.
- El mol y el número de Avogadro.

UNIDAD IV: Fundamentos de la distribución de los electrones en los átomos (1 fin de semana)

- Los electrones en los átomos.
- El modelo mecánico cuántico del átomo.
- Niveles energéticos de los electrones.
- Electrones de valencia y símbolos de Lewis.
- Subniveles de energía y orbitales.
- Subniveles de energía y la tabla periódica.
- Orden de llenado de los subniveles.
- Configuraciones de electrónicas de los primeros 17 elementos.

EJERCICIOS DE FIN DE UNIDAD:

Los que el profesor señale. (No más de cinco por unidad).

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 9

El átomo tiene sus secretos

OBJETIVOS:

1. Reflexionar sobre la historia del desarrollo de la química experimental a partir de pensadores de diferentes épocas, que proporcionaron las bases fundamentales del conocimiento actual.
2. Poner en práctica los conocimientos sobre el átomo y su desarrollo al elaborar modelos similares a los de los antecesores científicos.

MATERIALES:

Equipo: Círculos de *durapack* de diferentes diámetros, tachuelas o alfileres con cabeza de diferentes colores, lápices de colores.

FUNDAMENTO TEÓRICO, PROCEDIMIENTO Y ANÁLISIS DE RESULTADOS:

Construyendo átomos

Sabes, no fue fácil llegar hasta donde tú estás llegando, a formar modelos de átomos. Un libro de texto serio te presenta un recorrido bastante largo en ese sentido.

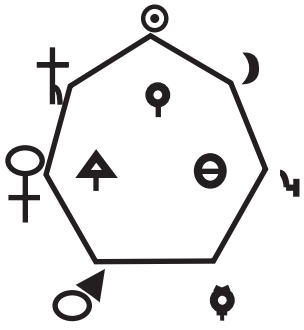
Cómo es internamente la materia, no ha sido cosa fácil de presentar. Los trabajos de pensadores, tanto antiguos como modernos nos han acercado hasta lo que podría ser la base de la materia. Recordar a estos inquietos hombres, es sólo dar un pequeño honor a quien honor merece: Tales, Demócrito, Leucipo, Aristóteles y otros (460 a. C.).

Postulados como los de Demócrito y Leucipo sobre la teoría atomista son valiosísimos. Decían ellos:

- Los átomos son eternos, indivisibles, homogéneos, incomprensibles e invisibles.
- Los átomos se diferencian en su forma y tamaño.
- Las propiedades de la materia varían según el agrupamiento de los átomos.

También son importantes los trabajos de los alquimistas, predecesores del nacimiento de la química actual. Hacia el siglo VII los árabes rescatan las ideas griegas y los conocimientos de los antiguos egipcios, tal es el caso de **Geber**, quien trabajó en Sevilla y escribió el primer tratado de química conocido: *Summa Perfectionis*, y otros alquimistas árabes como **Razés, Avicena y Averroes.**

Luego, los alquimistas de Occidente siguieron durante siglos practicando en secreto y con lento progreso, sin divulgar sus hallazgos. Destacan; **Alberto Magno, Roger Bacon, Tomás de Aquino** (escribió sobre la piedra filosofal). **Ramón Lull**, **Amoldo de Vilanova, Flamel, Valentín.**



Y qué decir del trabajo de **Dalton** (1808), **Thomson** (1897), **Goldstein** (1886), **Chadwick** (1932), **Niels Bohr** (1913), **Ernest Rutherford**, **Otto Hahn** y otros que realizaron trabajos sobre el átomo y las partículas que lo constituyen.

AHORA, LISTA Y LISTA PARA TRABAJAR Y CREAR.

1. Construir átomos utilizando círculos de *durapack* de diferentes centímetros de diámetro para representar átomos.
2. Insertar tachuelas o alfileres con cabeza de diferentes colores en el centro para representar el núcleo (colores diferentes para los protones y para los neutrones).
3. Dibujar tantos círculos concéntricos alrededor del núcleo como sean necesarios para representar los niveles energéticos. (Por ejemplo, el círculo interior puede tener 2 cm de diámetro; el segundo círculo, 3 cm de diámetro y, el tercero, 4 cm, y así sucesivamente.
4. Usar tachuelas de otro color para representar los electrones y para construir los siguientes átomos: hidrógeno (H), helio (He), litio (Li), flúor (F), neón (Ne), sodio (Na) y argón (Ar).
5. Representar el modelo de manera creativa. Si es posible, incluir hasta una nube electrónica y el movimiento de los electrones con materiales diversos.

Después de estos entremeses, te preguntamos:

1. ¿Por qué los electrones se representan en una nube y no en forma estática?
2. ¿Cuál es la masa y la carga del electrón, del protón y del neutrón?
3. ¿Qué relación tiene el número atómico con el número de protones? ¿Cómo se representa?
4. ¿Qué relación tiene el número másico con los neutrones y con los protones? ¿Cómo se representa?
5. ¿Por qué decimos que el átomo es eléctricamente neutro?
6. ¿Qué es un isótopo?
7. La forma aceptada para denotar el número atómico y el número de masa de un elemento **X** es:

   A

   X

   Z

8. Explica los siguientes elementos y su nombre en cuanto a su número de electrones, protones y neutrones.

12 C 6	13 C 6	1 H 1	2 H 1	3 H 1

9. ¿Crees que las propiedades químicas de los elementos están determinadas fundamentalmente por los protones y por los neutrones? ¿Qué pasa con los neutrones?

PARA CONOCER UN POCO MÁS SOBRE LA TEORÍA ATÓMICA, consulta en el texto asuntos relacionados con Dalton, el átomo, la teoría cuántica, el modelo de Bohr, y con la estructura y distribución electrónica de los átomos,

Responde el cuestionario siguiente, a manera de repaso.

INSTRUCCIONES: Marque con una **X** el rectángulo que corresponde a la respuesta correcta.

1. ¿Cuántos electrones puede haber en un orbital *p*?

   ☐ **1** ☐ **6** ☐ **4** ☐ **2** ☐ **3**

2. ¿Qué nombre recibe la capa cuyo número cuántico principal es 2?

   ☐ **S** ☐ **L** ☐ **M** ☐ **R** ☐ **B**

3. ¿Qué número de orbitales *d* existen en una capa?

   ☐ **4** ☐ **1** ☐ **3** ☐ **5** ☐ **2**

4. ¿Cuántos electrones hay en la capa L?

   ☐ **8** ☐ **4** ☐ **2** ☐ **1** ☐ **6**

5. Si el número cuántico azimutal vale 1, ¿qué valores puede tomar el número cuántico magnético?

   ☐ **0** ☐ **0, 1 y 2** ☐ **−1 y 1** ☐ **1** ☐ **−1, 0 y 1**

1. ¿Cuántos números cuánticos hay?

☐ **1** ☐ **2** ☐ **3** ☐ **4** ☐ **5**

2. En un átomo ¿cuántos electrones puede haber con los mismos números cuánticos?

☐ **0** ☐ **1** ☐ **2** ☐ **3** ☐ **4**

3. ¿Qué configuración electrónica tiene el neón, con 10 electrones?

☐ $1s^2 2s^2 p^3$ ☐ $1s^{10}$ ☐ $1s^2 2s^8$ ☐ $1s^2 2s^2 p^6$ ☐ $1s^2 2s^2 p^4$

4. ¿Cuál es la configuración electrónica del hierro, con 26 electrones?

☐ $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^6 4s^2$ ☐ $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 p^6$ ☐ $1s^3 2s^3 p^{10} 3s^3 4s^3$

☐ $1s^2 2s^2 p^6 d^8$ ☐ $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$

5. Si el número cuántico azimutal vale 1, ¿qué valores puede tener el número cuántico de espín?

☐ **−1, 0 y 1** ☐ **0 y 1** ☐ **0** ☐ **1** ☐ **−1/2 y 1/2**

UNIDAD V: Enlaces químicos ($\frac{1}{2}$ fin de semana)

- Enlaces iónicos.
- Enlaces covalentes

EJERCICIOS DE FIN DE UNIDAD:

Los que el profesor señale. (No más de cinco por unidad).

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 10

Uniones o enlaces químicos

OBJETIVOS:

1. Identificar las propiedades de los materiales metálicos y no metálicos en estado natural y bajo los efectos del calor.

MATERIALES: Piedra

FUNDAMENTO TEÓRICO

Los átomos tienen capacidad de combinarse

El número de electrones en el nivel de energía externo de un átomo, o electrones de valencia, determina cómo un átomo se combinará con otros átomos. Si sabes el número de electrones de valencia en un átomo, puedes calcular el número de electrones que ese átomo necesita ganar, perder o compartir cuando forma un compuesto.

La primera pregunta que nos vamos a plantear es **¿QUÉ ES LA VALENCIA DE UN ELEMENTO QUÍMICO?**

Se intentará responder de una manera sencilla a esta pregunta. La valencia de un elemento es la capacidad que éste tiene para combinarse con otros elementos, es decir "el número de elementos químicos que necesita a su alrededor para encontrarse bien". Dicho de

una manera más seria, la valencia es **el número de electrones que dicho elemento está dispuesto a poner en juego cuando va a combinarse con otros elementos.**

Sabemos que los átomos están formados por un núcleo que tiene neutrones y protones (con carga positiva) y una corteza que contiene electrones (cargados negativamente).

El número de electrones de un elemento es una característica fundamental del mismo, pero puede variar, ya que el elemento puede conseguir una situación más estable junto a otro elemento compartiendo, cediendo o captando electrones de este último.

Cuando los átomos de los elementos químicos se combinan entre sí dan lugar a lo que llamamos moléculas. En estas combinaciones los diferentes átomos ponen en juego sus electrones para combinarse. **Hay elementos que comparten sus electrones entre sí formando moléculas que denominaremos covalentes. Otros ceden electrones y se convierten en cationes (iones positivos) y otros los captan convirtiéndose en aniones (iones negativos) después se unen los iones formados por la atracción entre cargas de diferente signo, formando así las moléculas que llamaremos iónicas.**

El número de electrones que cada elemento químico pone en juego depende de su configuración electrónica.

Encontrarás ahora una lista con las valencias más habituales de los elementos químicos más significativos.

La valencia, como habrás imaginado ya, depende de la situación de los elementos en la tabla periódica. Así los elementos que pertenecen al mismo grupo actuarán con la misma valencia.

Li, Na, K	**1+**	**O, S**	**2^-**
Be, Mg, Ca	**2+**	**F**	**1^-**
B, Al	**3+**	**Cl, Br**	**1^- y 1+, 3+, 5+, 7**

Puedes encontrar una lista más completa de valencias y propiedades en general de los diferentes elementos químicos en el trabajo realizado sobre la tabla periódica.

Un átomo de sodio (Na) tiene un electrón de valencia. Pierde este electrón cuando se combina con otro átomo, Así, forma un ion con una carga 1+, Na^{1+}. Si consideramos que el número de oxidación de un átomo es el número de electrones que un átomo gana o pierde o comparte cuando forma enlaces químicos es su número de oxidación. El número de oxidación de un átomo describe su capacidad de combinación. Bajo estas consideraciones, el número de oxidación del Na es 1+.

Na	No. de oxidación:_____	**Na^+**	Al sodio para conseguir un estado más estable le interesa perder un electrón.
Li	Al litio le pasa lo mismo, con un electrón menos estará mejor.	**Li^+**	No. de oxidación:_____
Cl	No. de oxidación:_____	**Cl^-**	El átomo de cloro se encontrará en un estado más estable si consigue ganar un electrón.
F	El átomo de flúor se encontrará en un estado más estable si consigue ganar un electrón.	**F^-**	No. de oxidación:_____

PROCEDIMIENTO:
Hacer rodar una piedra. Observar por algún tiempo y describir lo que sucede. Responder en los espacios en blanco que se presentan a lo que a continuación se pregunta.

Inicialmente la piedra estaba en estado de _____, al ponerla en movimiento adquirió el estado de _____.

La piedra inicialmente estaba estable, y al cabo de cierto tiempo buscó nuevamente su estabilidad. ¿Crees que los cuerpos en la naturaleza, buscan estabilidad? ¿Tú buscas estabilidad, por ejemplo?

Contar la cantidad de electrones que tiene el último nivel de energía que tienen los átomos de los gases inertes o nobles. ¿Qué observas? ¿Qué propiedades químicas comunes tienen? ¿Serán estos elementos los más estables en la naturaleza?

Pero, los elementos que hoy conocemos, salvo excepciones como las pepitas de oro, no se encuentran aislados, sino formando parte de otras sustancias llamadas compuestos ¿Por qué? ¿Qué dices de los electrones que se encuentran en los últimos niveles de energía del cloro o del sodio, por ejemplo?

Sí los gases inertes han logrado su estabilidad. ¿Cómo harían el cloro y el sodio para conseguirlo?

La mayoría de las personas hoy día prefieren utilizar un dentífrico que contenga flúor, seguramente tú eres una de ellas. ¿Sabes por qué puede el flúor ayudar a prevenir las caries? (Consultar especialistas como odontólogos).

Podríamos preguntarnos si la manera en que los átomos se unen o enlazan ejerce un efecto profundo sobre las propiedades físicas y químicas de las sustancias. Por ejemplo, al respirar monóxido de carbono, las moléculas de CO se enlazan fuertemente a ciertas sustancias presentes en los glóbulos rojos de la sangre haciendo que éstos queden como mineralizados, incapaces de transportar oxígeno, perdiendo así sus propiedades vitales. Entonces debemos preguntarnos ¿qué es el enlace químico?, ¿cómo se da?, ¿qué lo facilita?, ¿qué lo impide?, ¿qué determina que unos sean más fuertes que otros? Estas interrogantes son fundamentales en el estudio de la química, pues los cambios químicos, que pueden ser para bien o para mal, son esencialmente una alteración de los enlaces químicos.

1. ¿Qué mantiene unidos a los átomos?

Un concepto básico en química es el estudio de cómo los átomos forman compuestos. La mayoría de los elementos que conocemos existen en la naturaleza formando agrupaciones de átomos iguales o de distintos tipos, enlazados entre sí.

Con tu grupo, realiza un estudio predictivo de la cantidad de sustancias que teóricamente podrían formarse a partir de los elementos de la tabla periódica, recuerda que pueden unirse dos o más átomos iguales o distintos y pueden hacerlo de más de una forma. Presenten una *definición propia* de enlace químico.

Antes de continuar, es necesario recordar una vez más, que cada elemento de la tabla periódica logra su estabilidad cuando adquiere la estructura electrónica del gas inerte más cercano, cuando los átomos se unen entre sí para adquirir dicha estructura electrónica.

Los iones Na^+ y Cl^- libres no son abundantes en la naturaleza, sin embargo ¿por qué existe tanta sal (NaCl) en el mundo? Discute en tu grupo una posible respuesta coherente con lo ya establecido.

¿CUÁN IMPORTANTE ES ENTENDER CÓMO SE ENLAZAN LAS PARTÍCULAS MATERIALES UNAS CON OTRAS?
Imagina que acabas de descubrir la forma de evitar que se enlacen el oxígeno y el hierro, que juntos formaban el indeseable óxido de hierro, causante de la perjudicial corrosión. Enumera cinco consecuencias ventajosas de tu descubrimiento para la humanidad.

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 11

Propiedades de los compuestos iónicos y covalentes

MATERIALES:

Equipo: 4 tubos de ensayo tamaño mediano, pinzas para tubos de ensayo, mechero, cronómetro, 2 recipientes de 100 mL, barra para agitar, 3 cables de conexión, soquet (para enrroscar un bombillo), bombillo, pila seca (de las de Ray o Vac).
Sustancias y reactivos: Aceite vegetal, agua destilada.

FUNDAMENTACIÓN TEÓRICA:

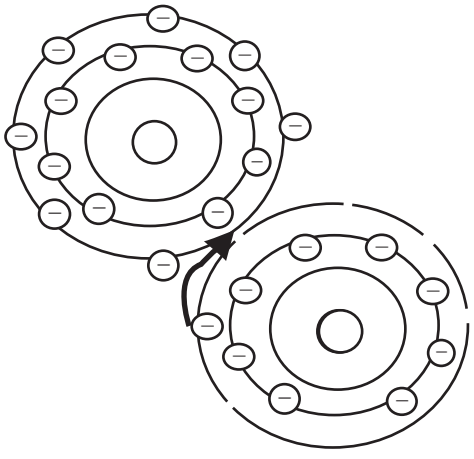
Según la naturaleza de los elementos que forman la unión, ésta será:

- **UNIÓN METÁLICA:** Tiene lugar entre dos elementos que poseen electronegatividad baja y similar. Ninguno de los átomos de la unión atrae con gran fuerza a los electrones de la unión, por lo cual los electrones externos se hallan relativamente libres, formando una red cristalina de cationes. Los electrones que se encuentran libres entre estos cationes otorgan estabilidad a esta red. La movilidad de los electrones en los metales explica propiedades como la conducción del calor, la conducción de la electricidad y el brillo de los metales. Recuerda las propiedades de los metales encontradas en una de las actividades anteriores.

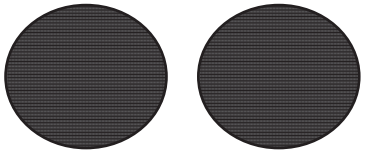
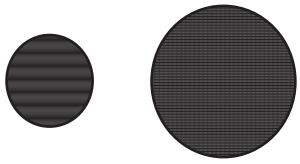
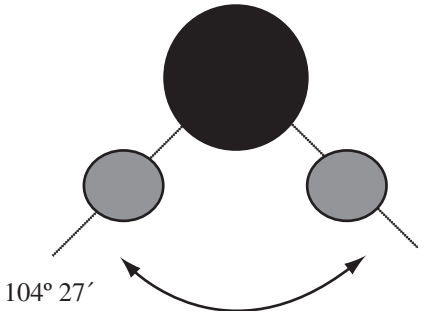
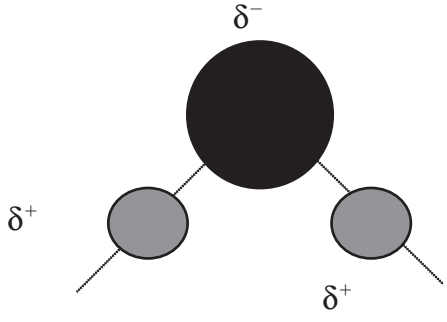
- **UNIÓN IÓNICA O ELECTROVALENTE:** Se realiza entre un elemento metálico y un elemento no metálico. Un átomo cede un electrón y el otro lo toma para que se produzca la unión.

Un ejemplo jocoso.

<table>
<tr>
<td>Sr. Electrón

Sr. Cloro Sr. Sodio</td>
<td>  </td>
</tr>
<tr>
<td>El héroe, el Sr. Cloro arrebata al Sr. Electrón de manos del villano Sr. Sodio.</td>
<td>Un átomo de sodio dona un electrón a un átomo de cloro para formar los iones sodio y cloro.</td>
</tr>
</table>

- **UNIÓN COVALENTE:** La unión tiene lugar entre dos elementos que son no metales.

Cuando el enlace covalente se da entre dos átomos del mismo elemento los electrones compartidos son igualmente atraídos por ambos núcleos, la molécula resultante no presenta distribución apreciable de cargas y se le llama "no polar".	
Si el enlace se da entre dos átomos diferentes, los electrones de enlace son atraídos de modo diferente por los dos núcleos y la molécula presenta una zona de carga negativa sobre el átomo que los atrae más fuertemente y una zona cargada positivamente sobre el otro. Se forma, entonces, un dipolo (las dos cargas eléctricas (+ y −) en una distancia muy pequeña) y la molécula recibe el nombre de "polar".	
De entre las muchas moléculas que presentan enlace covalente polar hay que destacar, principalmente, la del agua. Este compuesto está formado por la unión (al compartir electrones) de un átomo de oxígeno y dos de hidrógeno. La molécula presenta una geometría definida, ya que los tres átomos forman entre sí un ángulo de 104° 27'. En su vértice se sitúa el átomo de oxígeno.	
El hecho de que precisamente el oxígeno tenga una mayor tendencia a atraer los electrones de enlace (electronegatividad) que el hidrógeno, hace que en la molécula exista una zona con mayor densidad de carga negativa (en la ilustración se representa por la letra delta precediendo al signo menos) y otra zona con una densidad de carga positiva, es decir, en el pequeño espacio constituido por la molécula de agua se encuentra ambos polos eléctricos, lo que la convierte en una molécula polar.	

Esta polaridad es la responsable de su gran poder disolvente así como de otras características que hacen que el agua sea uno de los compuestos fundamentales en la construcción de los seres vivos y su hábitat, pero esa es otra historia...

Procedimiento experimental:

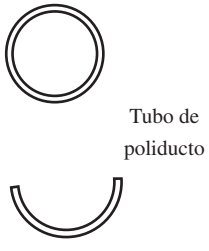
Propiedades de los compuestos producto de estas uniones.

1. Colocar una muestra pequeña de sal en un tubo de ensayo y rotularlo. Colocar la misma cantidad de azúcar en otro tubo de ensayo y rotularlo.

2. Calentar los tubos de ensayo (uno primero y otro después) utilizando la pinza de madera. **TOMAR LAS PRECAUCIONES DEL CASO**.
3. Llenar un tubo de ensayo con agua hasta la mitad, y otro con aceite vegetal hasta la mitad. Colocar una muestra pequeña de sal y agitar el tubo suavemente durante unos 10 segundos. Observa los resultados, repítelo con el azúcar.
4. Verter la mitad de agua destilada en el recipiente de 100 mL. Agregar sal y agitar hasta que se disuelva. Hacer lo mismo en otro recipiente con el azúcar.
5. Realizar el circuito eléctrico como lo muestra la figura usando el recipiente con el agua salada. Atención al utilizar electricidad.
6. Observa los resultados. Repite el procedimiento con el recipiente que contiene el agua con el azúcar disuelto.

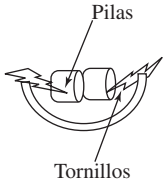
CUESTIONARIO:

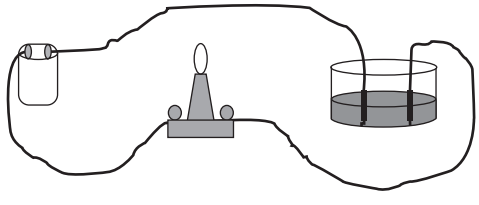
1. ¿Qué tarda más en disolverse, la sal o el azúcar?
2. ¿Se disuelve la sal en el aceite vegetal? ¿Y el azúcar?
3. ¿Qué compuesto es mejor conductor de la electricidad?
4. ¿Qué sustancia crees que tiene el punto de fusión más alto? Explica.
5. ¿Por qué un compuesto es mejor conductor de la electricidad que el otro?
6. ¿Cómo se relacionan las propiedades de cada compuesto con su enlace?



Tubo de policducto

Semi tubo





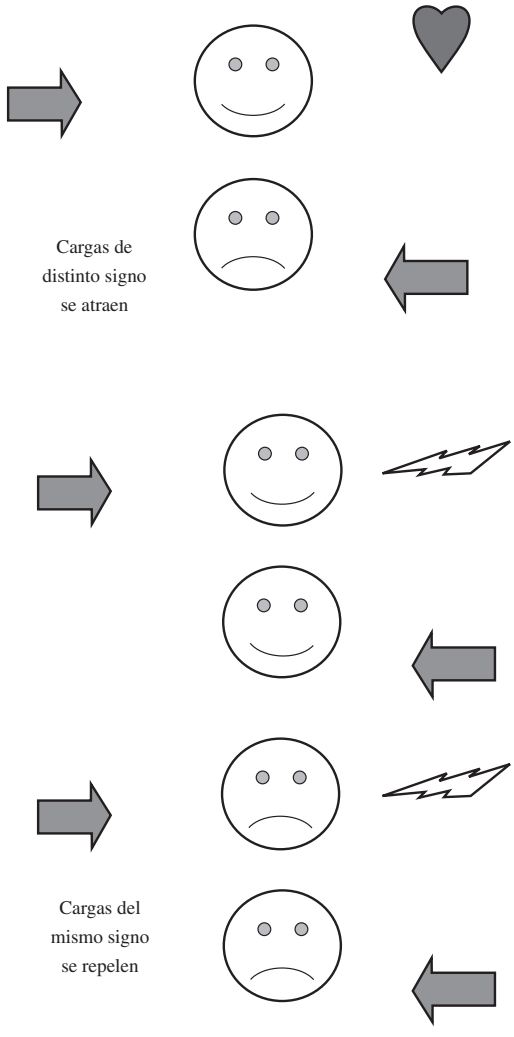
Figura

COMPUESTOS IÓNICOS

Además de poseer masa y ocupar un lugar en el espacio, la materia tiene una naturaleza eléctrica. Ésta se manifiesta de dos formas diferentes (positiva y negativa) asociadas a las partículas elementales que constituyen el átomo, pieza fundamental de construcción de todo lo que nos rodea.

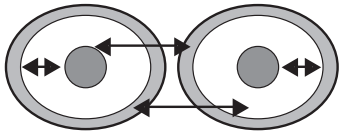
La envoltura externa del átomo está formada por electrones que presentan carga negativa. El interior del núcleo (sin entrar en discusiones sobre su estructura) tiene carga positiva.

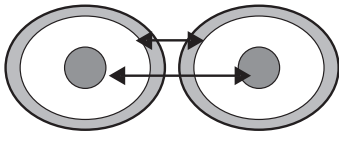
Gracias a esta naturaleza eléctrica los diferentes átomos pueden interactuar entre sí formando estructuras más complejas que a su vez se agrupan en otras nuevas. De este modo se origina la enorme diversidad que presenta el Universo tal y como lo conocemos. Y todo ello porque las cargas de diferente signo establecen entre ellas fuerzas de atracción, y las cargas del mismo signo de repulsión.



Cuando dos átomos se aproximan comienza a presentarse entre ellos una serie de fuerzas de atracción entre el núcleo y los electrones de uno y los del otro átomo.

Lógicamente, hay también fuerzas de repulsión entre los dos núcleos y entre las dos cortezas electrónicas. Si las fuerzas de atracción predominan sobre las de repulsión existirán electrones que estarán atraídos por los dos núcleos, de modo que serán comunes a ambos átomos. Éstos permanecerán unidos formando una nueva especie llamada molécula iónica.


Fuerzas de atracción


Fuerzas de repulsión

Nos centraremos ahora en el estudio de la formulación de compuestos iónicos, que son aquellos que están formados por cationes y aniones unidos mediante una fuerza de atracción electrostática.

Primero tenemos que conocer el catión y el anión que se unen y luego los combinaremos cogiendo un número determinado de cada uno de ellos para conseguir formar la molécula más sencilla posible, sin carga neta.

La primera pregunta que debemos plantearnos es ¿cómo se forman los cationes y aniones que después uniremos para formar moléculas?

Los elementos químicos son como son y se comportan como se comportan porque en la corteza de sus átomos existe un número determinado de electrones, y en el núcleo existe un número de protones (igual que el de electrones) y neutrones. Pues bien, estos átomos son estables así, pero eso no quiere decir que permanezcan en ese estado para siempre. Realmente existen estados más estables que el suyo y el átomo intentará conseguirlos si se le presenta esa oportunidad.

Los iones:

Según las valencias, escribiremos los diferentes iones (para conocerlas hay que tener en cuenta las configuraciones electrónicas). Por ejemplo:

El sodio actúa con valencia **1**+, podemos construir su ion escribiendo su símbolo y colocando su valencia como un superíndice $\mathbf{Na^{+}}$

El calcio actúa con valencia **2**+, podemos construir su ion escribiendo su símbolo y colocando su valencia como un superíndice $\mathbf{Ca^{2+}}$

El cloro actúa con valencia **1**−..... $\mathbf{Cl^{-}}$

El oxígeno actúa con valencia **2**−, ...$\mathbf{O_2}$

El flúor actúa con valencia **1**−, ...$\mathbf{F^{1-}}$, etc.

Nos centraremos ahora en el estudio de la formulación de compuestos iónicos, que son aquellos que están formados por cationes y aniones unidos mediante una fuerza de atracción electrostática.

(Para formular moléculas covalentes hay que tener bien claro lo de las configuraciones electrónicas).

Lo primero que tenemos que conocer es el principio de electroneutralidad (no te asustes de este título tan sofisticado). Sólo quiere recordarte que la materia (todo aquello que ocupa un volumen y tiene masa) es eléctricamente neutra, es decir que debe contener el mismo número de cargas positivas que negativas. Esta es la clave para aprender a formular.

Primero tenemos que conocer el catión y el anión que vamos a unir y luego los combinaremos tomando un número determinado de cada uno de ellos para conseguir formar la molécula más sencilla posible sin carga neta.

Según las valencias que tienes en la lista siguiente, escribiremos los diferentes iones. Por ejemplo:

ÁTOMOS	IONES
Na	Na^{+}
Li	Li^{+}
Cl	Cl^{-}
F	F^{-}

El sodio actúa con valencia **1+**, $\mathbf{Na^{+}}$

El cloro actúa con valencia **−1,...** $\mathbf{Cl^{1-}}$

Ahora con los diferentes iones podemos construir moléculas neutras como:

Na^{+} y Cl^{-} formarán $\mathbf{Na^{+}}$ y $\mathbf{Cl^{-}}$ (cloruro de sodio); un ion con una carga negativa y otro con uno carga positiva formarán una molécula neutra.

$$\mathbf{Na^{+} + Cl^{-} \rightarrow Na^{+} + Cl^{1-}}$$

$$\mathbf{Li^{+} + F^{1-} \rightarrow Li^{+} + F^{1-}}$$

Se te propone ahora un ejercicio: escribir cationes y aniones diferentes teniendo en cuenta la lista de valencias de las páginas anteriores y después intenta unirlos para formar moléculas neutras.

UNIDAD VI: Reacciones químicas (1 fin de semana con actividades experimentales para hacer en casa)

- Reacciones y ecuaciones químicas.
- El balanceo sencillo de una ecuación química.
- Reacciones de síntesis.
- Reacciones de descomposición.
- Reacciones de metales.
- Reacciones de no metales.
- Reacciones de doble sustitución.

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 12: LOS MATERIALES SON DIVERSOS

Reacciones y ecuaciones químicas

DOS ACTIVIDADES SENCILLAS:

OBJETIVO:

1. Obtener compuestos a partir de dos sustancias diferentes.

MATERIALES:

Equipo: Mechero, cucharilla metálica, vaso.
Sustancias y reactivos: Magnesio en polvo o cinta de magnesio (se puede adquirir en lugares en donde se vende material chatarra de automóviles: se extrae al raspar rines de magnesio), bicarbonato de sodio, jugo de naranja o limón.

PROCEDIMIENTO:

Actividad A:

1. Colocar en la punta de la cucharilla una pequeña cantidad de magnesio en polvo. Someterla a la acción directa de la llama.

2. Al cabo de un tiempo, comenzará una fuerte reacción que despide una luz blanca. Retirar en ese momento la cucharilla y observar cómo continúa la reacción.

¿Cuáles son los elementos diferentes que participan en la actividad? ¿Cuál es elemento metálico y cuál el no metálico?

Actividad B:

1. Poner un poco de bicarbonato en un vaso con un poco de jugo de naranja.

a) ¿Qué pasó con las sustancias al ponerse en contacto? ¿Qué productos de formaron? ¿Cómo lo hicieron? ¿Pueden representarse de alguna manera?

En muchas ocasiones, al unir dos o más sustancias, pueden obtenerse otras distintas de las iniciales. Estos procesos se denominan reacciones químicas.

FUNDAMENTACIÓN TEÓRICA:

En el Universo hay diversidad en los materiales existentes, aunque sólo existen 118 elementos químicos diferentes. Cuando estos elementos entran en acción, se produce una gran variedad de materiales, podríamos pasar toda una vida terrestre sin llegar a conocerlos todos, ni de nombre.

UNA REACCIÓN QUÍMICA ES EL PROCESO POR EL CUAL A PARTIR DE UNA O VARIAS SUSTANCIAS SE OBTIENE UNA U OTRAS SUSTANCIAS DIFERENTES.

En las **reacciones químicas** tiene lugar una reorganización de los átomos que forman las sustancias reaccionantes **(reactivos)** para obtener otras nuevas, de propiedades diferentes, llamado **productos de la reacción**.

Poner un poco de hierro en polvo en el extremo de una cuchara y llevarlo a la llama de un mechero y observar.

ANTES DE LA REACCIÓN	DESPUÉS DE LA REACCIÓN
Hierro y oxígeno que están en el aire	Óxido de hierro
Las sustancias antes de que se produzca la reacción reciben el nombre de **REACTANTES o REACTIVOS**	Las sustancias después de producida la reacción reciben el nombre de productos de reacción o **PRODUCTOS**.

ECUACIONES QUÍMICAS

Para representar las reacciones químicas se utilizan las **ecuaciones químicas.**

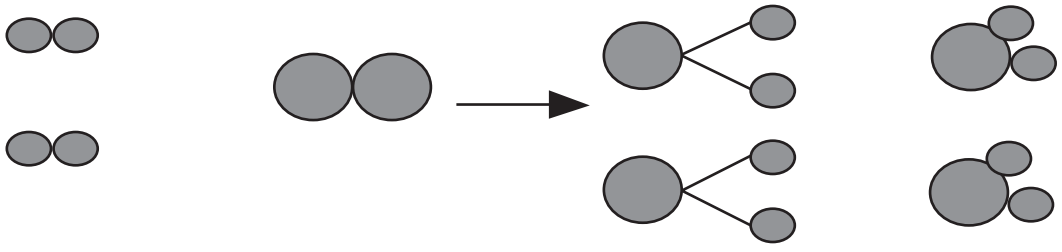
UNA ECUACIÓN QUÍMICA ES LA REPRESENTACIÓN ESCRITA DE UNA REACCIÓN QUÍMICA.

Escribimos el proceso de la reacción del magnesio con el oxígeno del aire de la siguiente manera:

ecuación química

$$\mathbf{2\ Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO}$$

Una representación de una reacción química más larga es la que se presenta a continuación: la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno para formar agua.



Ecuación química correspondiente: $\mathbf{2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O}$

Ecuación con fórmula desarrollada; **2 (H – H) + O – O → 2 (H – O – H)**

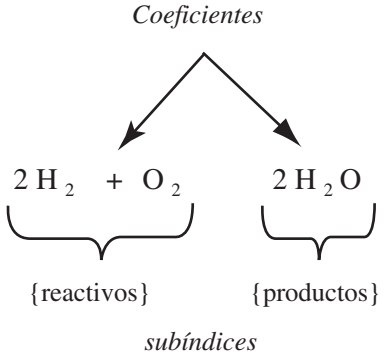
Hacer lo mismo (tres pasos) para las ecuaciones siguientes:

a) $\mathbf{H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl}$

b) $\mathbf{H_2S + O_2 \rightarrow H_2O + SO_2}$

Hablando de ecuaciones químicas, de reactivos y productos, también nos encontramos con unos números grandes y pequeños, además con una simbología en los reactivos o en los productos.

Los números frente a las fórmulas se llaman coeficientes; si valen 1 generalmente se omiten, como en el caso de la ecuación de reacción de la formación del agua.



El signo '+' se lee como **"reacciona con"** y la flecha (→) significa **"produce o nos da"** y el sentido de la transformación.

Si es posible conviene indicar en la ecuación química el estado físico de reactivos y productos, el cual se suele expresar mediante las siguientes abreviaturas situadas a continuación de la fórmula química:

(*s*) sólido, (*l*) líquido, (*g*)gas, (*ac*) solución acuosa

TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

Reacciones de adición o de síntesis

Se caracterizan porque los productos son sustancias más complejas, desde un punto de vista químico, que los reactivos. La formación de un compuesto a partir de sus elementos correspondientes es el tipo de reacción de síntesis más sencilla.

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 13

Reacciones de adición o de síntesis

MATERIALES:

Equipo: Mechero, pinza de madera.
Sustancias: Lámina de cobre.

PROCEDIMIENTO:

1. Tomar una lámina de cobre con una pinza de madera.
2. Colocar la lámina de cobre sobre la llama del mechero.
3. Al cabo de un tiempo se forma una fina capa sobre la lámina de cobre. Si la capa es de color negro, se trata de óxido cúprico [óxido de cobre(II), y si es de color rojo, se ha formado óxido cuproso u óxido de cobre(I)].

$$\mathbf{2\ Cu(}s\mathbf{) + O_2 \rightarrow 2\ CuO(}s\mathbf{)}$$

Así, el cobre a suficiente temperatura, se combina con el oxígeno para formar óxido de cobre(II) según la reacción.

Reacciones de descomposición
Aquellas reacciones donde un reactivo se rompe para formar dos o más productos.

$$2\ H_2O_2 \rightarrow 2\ H_2O + O_2$$

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 14 (Para hacer en casa)

¿Sabes por qué el agua oxigenada se guarda en recipientes oscuros?

MATERIAL:
Una pequeña cantidad de agua oxigenada.

PROCEDIMIENTO:

1. Comprobar la efectividad del agua oxigenada sobre la materia orgánica en descomposición por las bacterias que se encuentran en el aire.
2. Dejar un poco de esta agua en un recipiente claro y expuesto a la luz solar y repetir la misma operación.
3. Establecer diferencias: ¿qué crees que pasó antes y después?, ¿puedes representar mediante una ecuación química lo sucedido.

Proporcione el nombre de los reactantes y productos, diga además ¿por qué el reactante debe conservarse en frascos oscuros?

Reacciones de desplazamiento
Aquellas reacciones donde un elemento desplaza a otro en un compuesto.

$$Fe(s) + 2\ HCl(ac) \rightarrow FeCl_2(s) + N_2(g)$$

Así el hidrógeno es sustituido por el hierro.

Reacciones de metátesis o doble desplazamiento
Aquellas reacciones donde dos reactivos se intercambian o sustituyen.

$$2\ HCl(l) + Na_2S(s) \rightarrow H_2S\uparrow + 2\ NaCl(s)$$

Reacciones de precipitación
Aquellas reacciones donde uno o más reactivos al combinarse generan un producto que es insoluble.

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 15:

Identificación de cloruros en las disoluciones

MATERIALES:
Equipo: Dos recipientes transparentes, 2 goteros.
Sustancias: Nitrato de plata en disolución, cloruro de sodio en disolución.

PROCEDIMIENTO:

1. Observar las características físicas de cada una de las disoluciones.
2. Colocar unas gotas de la disolución de nitrato de plata en la de cloruro de sodio.
3. Observar y explicar.

Ecuación:

$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$$

UNIDAD VII: Nombres fórmulas (1 fin de semana)

- Iones monoatómicos.
- Iones poliatómicos.
- Nombres y fórmulas de compuestos iónicos.
- Uso del paréntesis en la escritura de fórmulas químicas.
- Nomenclatura de ácidos y sales.

EJERCICIOS DE FIN DE UNIDAD:

Las que el profesor señale. (No más de 10 por unidad).

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 16: (Adaptación de lo que se llamará el juego de Escaleras y Diamantes)

El juego de la nomenclatura

Es un juego de cartas que fue desarrollado para el aprendizaje de la formación, nomenclatura y fórmulas de los 200 compuestos inorgánicos más comunes, entre ácidos, bases y sales. Despierta el interés por el aprendizaje de la química.

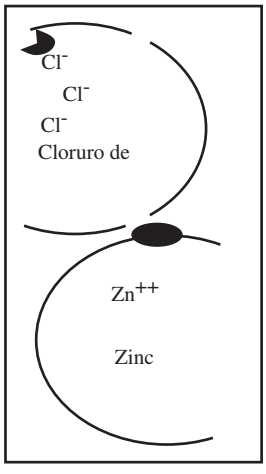
En cualquier curso de química general resulta de gran importancia que el alumno conozca y aplique correctamente los nombres y fórmulas de las sales, bases y ácidos inorgánicos, ya que su nomenclatura y simbología representan el lenguaje básico con que se expresan estos compuestos y sus transformaciones.

Por medio de este juego el alumno lo aprenderá de la manera más sencilla, igual que un niño aprende el idioma español. Con la práctica correcta y sin el estudio de reglas. Además de ser divertido, el estudiante fomentará la convivencia con amigos, compañeros y familiares, mejorando así su desenvolvimiento social.

En relación al juego, la experiencia nos indica dos principios fundamentales: a mayor animación de los jugadores, mayor diversión; y a mayor número de juegos, mayor aprendizaje.

Este juego es muy sencillo y resulta divertido. Sólo se necesita saber contar. Puede jugarse entre dos o más personas, solitarias o por parejas. El material consta de 52 cartas, cada una de las cuales presenta el siguiente contenido

CARTA



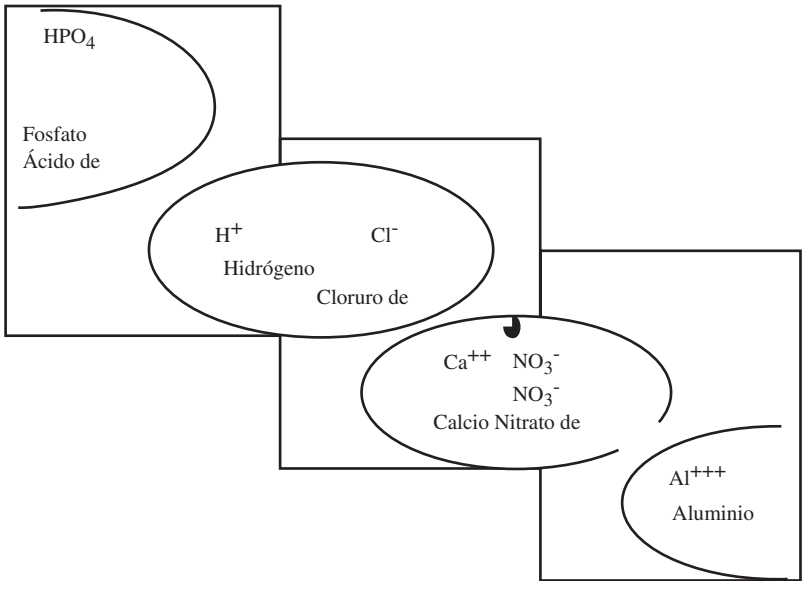
CONTENIDO DE LA CARTA

Medio círculo	
Componente químico	Cl
Signo negativo	(-)
Cloruro de	Nombre
Diamante	
Signo positivo	(+)
Componente químico	Zn
Nombre	Zinc

Los aniones (iones positivos) y los cationes (iones negativos) que aparecen en el juego son los más comunes y por lo tanto representan los conocimientos mínimos que debe adquirir el estudiante del nivel básico en los compuestos antes mencionados.

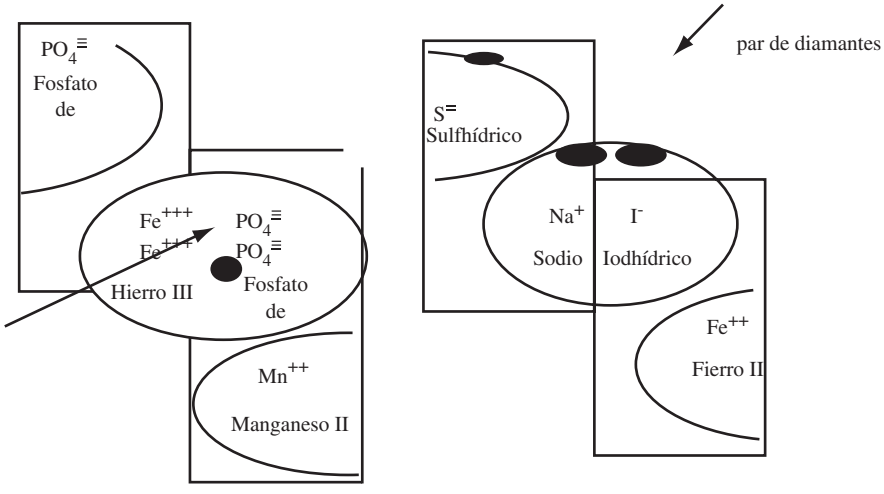
El juego consiste en la combinación de cartas aplicando el principio universal de la neutralización de cartas eléctricas.

En este caso, los aniones con los cationes, igualan el número de signos contrarios, según se ilustra en la siguiente figura.



Combinación de cartas mediante la "neutralización de signos": Esto significa que cada carta tiene una mitad de elipse con un contenido. El de la parte superior es un catión y la mitad de abajo es un anión; así que el juego trata de que cada tarjeta complete una fórmula química, con su nombre y todo. Esto se hace cuando se neutralicen los signos.

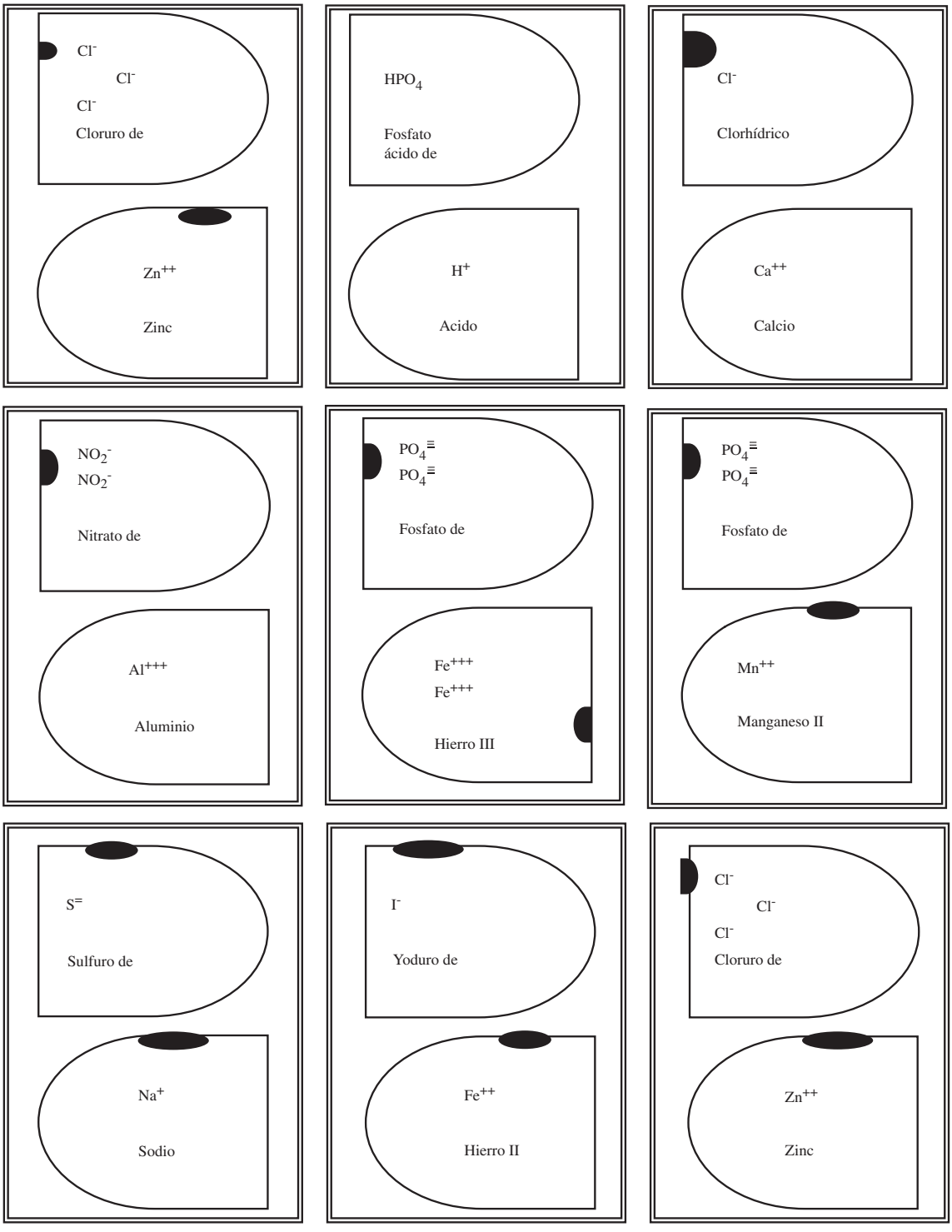
En las cartas aparecen símbolos adicionales que mejoran el juego en los aspectos didácticos y de diversión. Con el círculo de prohibido se impide que el alumno se encuentre con la representación de 2 o 3 moléculas iguales al mismo tiempo. Los diamantes dibujados en algunas cartas introducen un factor de azar en el juego. Formar un par de diamantes es una de las maneras de ganar el juego. A continuación se ilustran ambos casos.



Prohibido

Combinación prohibida en el juego.
El círculo de prohibido también puede formarse en la porte superior de óvalo.

Un par de diamantes para ganar el juego.



Conforme avanza el juego, las cartas van conformando una imagen de escalera.

Cuando ninguno de los jugadores gana con un par de diamantes entonces gana quien se quede sin cartas o con el mínimo de cartas eléctricas.

En cuanto a lo forma del jugarlo, el alumno puede proponer y ensayar nuevas maneras que le proporcionen mayor diversión, siempre y cuando respete los fundamentos académicos. De antemano sabemos que sí existen otras formas divertidas de jugarlo.

Dentro del salón de clases, este juego también puede ser un auxiliar didáctico útil, particularmente en la enseñanza dirigida a los siguientes temas.

- Reafirmar, de manera individual, los nombres y fórmulas de los 200 ácidos, bases y sales inorgánicos más comunes.
- Identificar el enlace iónico en los compuestos antes mencionados.
- Reconocer el enlace iónico y el covalente dentro de los compuestos.
- Identificar los productos de la disociación de estos compuestos en el agua.
- Facilitar la comprensión de las reacciones ácido-base.
- Identificar el numero de oxidación de los elementos que forman dichos compuestos.

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 17

Elaboración de un haz de naipes (tarjetero)

Materiales:

Cartulina, marcadores finos indelebles, tijeras y el libro de texto para sacar los iones.

Ver al final de este documento un modelo sin cortar de las tarjetas.

Balanceo de ecuaciones químicas

Dado que asumimos que la ley de la conservación de la masa se aplica en TODAS LAS REACCIONES QUÍMICAS, para que una ecuación química sea válida debe estar balanceada, es decir, el número y tipo de átomos a la izquierda debe estar a la derecha. Deben sumar lo mismo en ambos lados, por ejemplo:

$$\mathbf{CaCO_3}(g) \xrightarrow{\Delta} \mathbf{CaO}\ (s) + \mathbf{CO_2}(g)$$

reactivos	productos
1 Ca	1 Ca
1 C	1 C
3 O	3 O

$$\mathbf{CaCO_3}(g) \xrightarrow{\Delta} \mathbf{CaO}\ (s) + \mathbf{CO_2}(g)$$

¿Cómo se hace? Siguiendo estos pasos:

Paso 1. Contar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación.
Paso 2. Inspeccionar la ecuación y determinar qué átomos no están balanceados.
Paso 3. Balancear un átomo a la vez empleando los coeficientes de uno o más compuestos.
Paso 4. Cada vez que la ecuación parece estar ya balanceada se repite el paso 1.
Paso 5. ¡No asustarse!

EJEMPLOS

Paso l. Paso l y 2		
Paso 2.	**$HCl + Ca \rightarrow CaCl_2 + H_2$**	
	1H 2H **1Cl 2Cl** **1Ca 1Ca**	Sin balancear Sin balancear
Paso 3. Paso 2.	**$2HCl + Ca \rightarrow CaCl_2 + H_2$**	
Paso 4. Paso 3.	**2H 2H** **2Cl 2Cl** **1Ca 1Ca**	Balanceada Balanceada
Ecuación balanceada $2HCl + Ca \rightarrow CaCl_2 + H_2$		
Paso 1. Paso 1 y 2	**$C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$**	
	6H 2H **2C 1C** **2O 3O**	Sin balancear Sin balancear Sin balancear
Paso 2. Paso 2.		
Paso 3. Paso 3.	**Balancear primero la molécula mayor**	
	$C_2H_6 + O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$ **6H 6H** **2C 2C** **2O 7O**	Balanceada Balanceada Sin balancear
Paso 3 a Paso 3 Ahora balanceamos O		
	$C_2H_6 + 3.5\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$	
Paso 4. Paso 4.a	**6H 6H** **2C 2C** **7= 7O**	Balanceada Balanceada Balanceada
Paso 5. Multiplicamos por dos: $2\ C_2H_6 + 7O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O$		

Ecuaciones iónicas

Cuando una sustancia iónica se disuelve en agua, puede disociarse en iones.

$$AgNO_2 \rightarrow Ag^+ + NO_3^-$$

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$

De manera que al mezclar este tipo de disoluciones, no es necesario que participen todos los iones en la reacción, es decir que puede ocurrir que solamente reaccionen algunos de ellos, por ejemplo así:

$$Ag^+ + NO_3^- + H^+ + Cl^-$$

Para hacer la reacción más sencilla y comprensible, sólo incluimos a las especies que realmente intervienen en la reacción.

Ecuación iónica completa:

$$Ag^+ + NO_3^- - + H^+ + Cl^- \rightarrow AgCl(s) + H^+ + NO_3^-$$

Ecuación iónica neta:

$$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl(s)$$

A los reactivos que no intervienen en la reacción, en este caso NO_3^- y H^+ se les conoce como iones espectadores.

Método de balanceo de óxido reducción

El principio básico que rige el balanceo de ecuaciones con este método es el de igualar la ganancia total en el número de oxidación del agente reductor con la pérdida total en el numero de oxidación del agente oxidante. O lo que es lo mismo, el número de electrones perdidos durante la oxidación debe ser igual al número de electrones ganados durante la reducción. Por ejemplo**:**

$$Mn + O_2 \rightarrow MnO_2$$

Números de oxidación	0	0	4+	2(-2)
Electrones perdidos	4			
Electrones ganados		4		

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 18:

Preparación de un indicador ácido-base

MATERIALES:

Equipo: Fuente de calor, una cazuela, una botella con tapón.
Sustancias y reactivos: Hojas de repollo morado, agua.

FUNDAMENTO TEÓRICO Y PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

El agua pura no es ni ácida ni alcalina. Es neutra. Pero cuando se disuelven cosas en agua, se obtienen disoluciones que probablemente ya no sean neutras: serán *ácidas*, como el vinagre, el jugo de limón, etc., o *alcalinas* (también denominadas *básicas*), como el agua de cal, algunos jabones, algunos líquidos limpiadores de uso doméstico, etc.

Para determinar si una solución es ácida o alcalina, los químicos usan sustancias llamadas *indicadores*, que cambian de color según como sea la disolución que se estudia. Mamá Naturaleza nos ofrece algunos de esos indicadores en la forma de los colorantes de las flores y otros vegetales (esos colorantes se llaman *antocianinas*).

Veamos cómo se prepara fácilmente una disolución de indicador. Necesitaremos algunas campanillas azules: esas flores de las enredaderas que crecen en muchos terrenos baldíos. También pueden servir algunas hojas de repollo morado. Tomamos esas flores u hojas, las convertimos en tiras finas con un cuchillo, las colocamos en un vaso y las cubrimos con un poco de alcohol fino.

Otra posibilidad es hervir el vegetal con agua durante unos 10 minutos y dejar enfriar, o simplemente molerlo con un poco de agua (en una licuadora, por ejemplo). Las disoluciones en agua suelen ser algo turbias, a diferencia de los extractos con alcohol.

Otra posibilidad es cortar en trozos pequeños unas cuantas hojas de repollo morado. Los trozos se colocan en una cazuela a la que se añade agua hirviendo suficiente para cubrirlo. Remover y dejar los trozos en remojo durante al menos 15 minutos. Separar el líquido del repollo filtrándolo. Guardar el líquido en una botella con tapón y poner una etiqueta. Con este indicador se puede averiguar qué ácidos y qué bases hay en nuestro entorno. En varios frascos pequeños se echa el indicador, uno de ellos se utiliza de **control.** En cualquiera de los otros se echa el líquido que se quiere valorar.

¿QUÉ SUCEDE?: Si el líquido se vuelve rosado la sustancia añadida es ácida. Si el líquido se vuelve azul o verde el líquido pertenece a un grupo de sustancias llamadas bases.

Luego de filtrar el líquido obtenido a través de un trozo de tela o algodón, o de un papel de filtro para café, tendremos listo nuestro indicador, con un hermoso color azul.

Pongamos un poco del indicador en dos vasos y agreguemos a uno, unas gotas de vinagre (ácido): el líquido tomará color rojo; al otro, unas gotas de limpiador desengrasante para cocina (álcali): el indicador tomará color verde. Tendremos entonces:

Solución de indicador + ácido: color rojo

Solución de indicador (neutro): color azul

SOLUCIÓN DE INDICADOR + ÁLCALI: COLOR VERDE

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL NÚM. 19:

Neutralizar ácidos y bases con el uso de un indicador

Pero esas reacciones pueden invertirse. Si a la disolución ácida de color rojo le agregamos un poco de disolución alcalina (como limpiador desengrasante) el color virará a verde, pasando por azul. O sea que la disolución ácida es neutralizada por el álcali, y finalmente se vuelve alcalina.

También podemos neutralizar la disolución alcalina de color verde agregándole vinagre: tomará color azul, y finalmente color rojo, si se agrega un exceso de ácido.

Es una buena idea experimentar con colorantes de distintos vegetales (flores, remolacha, etc.) para prepara el indicador...

Y teniendo un indicador que funciona bien, intentemos determinar si los distintos líquidos que encontramos en nuestra casa o nuestro cuerpo son ácidos o alcalinos.

Otro indicador: Podemos preparar fácilmente un indicador comprando un chicle laxante (conteniendo fenolftaleina) en la farmacia y agitándolo en un vaso con un poco de agua. Luego filtrar para obtener una disolución límpida. La disolución así obtenida será incolora en medio ácido o neutro y tomará color rosado violáceo en medio alcalino.

✓ Bibliografía

PRENTICE HALL CIENCIA. Enciclopedia en Español e Inglés. A division of Simon & Schuster Englewood Cliffs, Nueva Jersey, 07632, 1994.

Dirección de Internet www.arrakis.es (buscador)

Dirección Internet www. Altavista .es (buscador)

Guías de Laboratorio del Departamento de Ciencias Naturales, Universidad Pedagógica Nacional Francisco Morazán, Tegucigalpa, Honduras.

BROWN. LEMAY & BURSTEN, *QUÍMICA, LA CIENCIA CENTRAL,* Prenctice Hall, 7a. Edición, 1997.

DAUB & SEESE. *QUÍMICA*. Pearson Education, 7a. Edición, 1996.

BURNS. *Fundamentos de QUÍMICA*. Pearson Education, 4a. Edición, 2003.

COLECCIÓN ALINORMA. *INTRODUCCIÓN A LAS CIENCIAS,* 9a. EDICIÓN, Madrid, España, 1984.

booksmedicos.org

Para esta nueva edición, nuestro objetivo ha sido reforzar un libro de texto ampliamente reconocido por ser completo y confiable. Al hacer las aportaciones hemos tratado de responder a las sugerencias recibidas por parte de los profesores y estudiantes que han utilizado las ediciones anteriores.

Cambios de la octava edición:

Diagramas temáticos. Se presentan al final de cada capítulo y tienen la finalidad de mostrar relaciones significativas entre los conceptos enseñados en cada unidad temática.

Explícalo tú (experiencias de cátedra). Son experimentos dirigidos al profesor, considerados como una estrategia que permite motivar y despertar el interés en los alumnos. Está diseñada para que puedan expresar sus ideas, planteen sus propias preguntas, busquen las posibles respuestas, las confronten con sus compañeros y con la realidad.

Química Sustentable y Ciencia, Tecnología y Sociedad (CTS). Se incluyen lecturas con el propósito de que los alumnos reflexionen acerca del impacto de las investigaciones, tecnología y productos desarrollados gracias a la química; que comprendan por qué ciertas acciones humanas afectan la vida en el planeta, a la salud y a la calidad de vida; los riesgos y beneficios cuando se toman ciertas decisiones y no otras.

Cada lectura aborda problemas socialmente relevantes de interés general y se seleccionaron de acuerdo a la temática que aborda cada capítulo.

ISBN 970-26-0694-2
90000
9 789702 606949

PEARSON Educación ®

Visítenos en:
www.pearsoneducacion.net